

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ МОСКОВСКОЙ ОБЛАСТИ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
НАЧАЛЬНОГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
ПРОФЕССИОНАЛЬНЫЙ ЛИЦЕЙ №13
МОСКОВСКОЙ ОБЛАСТИ

Рассмотрено на заседании
Методической комиссии
Протокол №4 от
«17» декабря 2013 г.
Председатель метод объединения
_____ Житкова А.А.

« УТВЕРЖДАЮ»
Директор ГБОУ НПО ПЛ №13 МО
_____ / Калачанова Н.Б./
« _____ » _____ 2013 г.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ
«ЕСТЕСТВОЗНАНИЕ (ХИМИЯ)»

для профессий: 260807.01 «Повар, кондитер»,
080110.02 «Контролер сберегательного банка».

г. Раменское
2013г.

Введение

Каждый учитель хочет, чтобы его предмет вызывал глубокий интерес у обучающихся, чтобы ученики умели не только писать химические формулы и уравнения реакций, но и понимать химическую картину мира, умели логически мыслить, чтобы каждый урок был праздником, маленьким представлением, доставляющим радость и ученикам и учителю. Мы привыкли, что на уроке учитель рассказывает, а ученик слушает и усваивает. Слушать готовую информацию – один из самых неэффективных способов учения. Знания не могут быть перенесены из головы в голову механически (услышал – усвоил). Многим кажется, что нужно только заставить слушать ученика и дело тут же пойдет на лад. Однако ученик, как любая личность, наделен свободой воли, с которой нельзя не считаться. Поэтому нарушить этот природный закон и подчинить их себе даже ради благих целей невозможно. Желательного результата на этом пути добиться нельзя.

Отсюда следует, что необходимо сделать из ученика активного соучастника учебного процесса. Ученик может усвоить информацию только в собственной деятельности при заинтересованности предметом. Поэтому учителю нужно забыть о роли информатора, он должен исполнять роль организатора познавательной деятельности ученика.

Можно выделить различные виды деятельности по освоению нового материала учеником: материальную, материализованную и интеллектуальную. Под материальной деятельностью понимают деятельность с объектом изучения. Для химии таким объектом является вещество, т.е. материальной деятельностью на уроках химии является проведение опытов. Опыты могут проводить ученики или демонстрироваться учителем.

Материализованная деятельность – это деятельность с материальными моделями, формулами, табличным, цифровым, графическим материалом и

т.д. В химии – это деятельность с материальными моделями молекул, кристаллическими решетками, химическими формулами, решение химических задач, сопоставление физических величин, характеризующих изучаемые вещества. Любая внешняя деятельность (деятельность руками) отражается в мозге, т.е. переходит во внутренний план, в интеллектуальную деятельность. Проводя опыты, составляя химические формулы и уравнения, сопоставляя цифровой материал, ученик делает выводы, систематизирует факты, устанавливает определенные взаимосвязи, проводит аналогии и т.д.

Итак, учитель должен организовать на уроке для ученика все виды учебно-познавательной деятельности. Необходимо, чтобы учебно-познавательная деятельность ученика соответствовала тому учебному материалу, который должен быть усвоен. Необходимо, чтобы в результате деятельности, ученик самостоятельно приходил к каким-либо выводам, чтобы сам для себя созидал знание.

Важнейшим принципом дидактики, является принцип самостоятельного созидания знаний, который заключается в том, что знание учеником не получается в готовом виде, а создается им самим в результате организованной учителем определенной познавательной деятельности.

Самостоятельное открытие малейшей крупицы знания учеником доставляет ему огромное удовольствие, позволяет ощутить свои возможности, возвышает его в собственных глазах. Ученик самоутверждается как личность. Эту положительную гамму эмоций школьник хранит в памяти, стремится пережить еще и еще раз. Так возникает интерес не просто к предмету, а что более ценно – к самому процессу познания – познавательный интерес. Развитию познавательных и творческих интересов у учащихся способствуют различные виды технологий: компьютерные технологии, технология проблемного и исследовательского обучения, технология игрового обучения, использование тестов.

Методические рекомендации по использованию интерактивных материалов

Использование компьютера и мультимедийных технологий дают положительные результаты при объяснении нового материала, моделировании различных ситуаций, при сборе нужной информации, при оценке ЗУН и т. д., а также позволяют на практике реализовать такие методы обучения, как: деловые игры, упражнения по решению проблем, презентации и прочее. Компьютерная технология дает возможность располагать таким объемом информации, которым не владеют учителя, опирающиеся на традиционные методы обучения. В мультимедийных обучающих программах используются анимации и звуковое сопровождение, которые, воздействуя сразу на несколько информационных каналов обучаемого, усиливают восприятие, облегчают усвоение и запоминание материала. На своих уроках использую различные программы на компакт дисках, которые помогают мне для объяснения новых или повторения старых тем, закрепить и систематизировать полученные знания. Пример одного урока. Тема: “Подгруппа кислорода, характеристика. Получение кислорода”. В процессе урока использовался мультимедиа проектор, где на экране демонстрировались опыты, которые в школьной лаборатории продемонстрировать невозможно. Так же на экране проектировались несколько таблиц. Ребятам предлагалось проанализировать, сравнить и сделать вывод. Из вышесказанного приходим к выводу, что компьютерная технология повышает уровень обучения и вызывает интерес учащихся к предмету.

Технология проблемного обучения предполагает создание под руководством учителя проблемных ситуаций и активную самостоятельную деятельность учащихся по их разрешению, в результате чего и происходит творческое овладение знаниями, навыками, умениями и развитием мыслительных способностей. Проблемные ситуации на уроке могут возникать самым неожиданным образом. Например, в группе при изучении

темы “Электроотрицательность” ученик задал вопрос: “Водород отдает электроны литию или наоборот?” Одногруппники ответили, что электроны отдает литий, так как у него радиус атома больше. Тут же другой ученик спросил: “А во что превратится тогда водород?” Мнения разделились: одни посчитали, что атом водорода, присоединяя электрон, превратился в атом гелия, так как у него стало два электрона, а другие не согласились с этим, возразив, что у гелия заряд ядра $+2$, а у данной частицы $+1$. Так что же это за частица? Возникла проблемная ситуация, которую можно разрешить, ознакомившись с понятием об ионах. Проблемную ситуацию на уроке может создать и сам учитель. Пример урока. Тема: “Простые и сложные вещества”. Учитель предоставляет ученику широкое поле деятельности: задает проблемные вопросы, предлагает из перечня различных веществ выписать отдельно простые и сложные вещества и подводит к тому, чтобы ученик сам, используя свой жизненный опыт, знания предыдущих уроков, попытался сформулировать понятие простого и сложного вещества. Ученик сам для себя создает знания, так возникает интерес не просто к предмету, а к самому процессу познания.

Методические рекомендации к самостоятельной работе обучающихся

Исследовательская деятельность обучающихся – это совокупность действий поискового характера, ведущих к открытию неизвестных фактов, теоретических знаний и способов деятельности. Таким путем учащиеся знакомятся с основными методами исследования в химии, овладевают умениями самостоятельно добыть новые знания, постоянно обращаясь к теории. Привлечение опорных знаний для решения проблемных ситуаций предполагает формирование и совершенствование как общеучебных, так и специальных умений учащихся (проводить химические опыты, соотносить наблюдаемые явления с изменениями состояния молекул, атомов, ионов, проводить мысленный химический эксперимент, моделировать сущность процессов и т. п.). Исследование может проводиться с целью получения новых знаний, обобщения, приобретения умений, применять полученные знания, изучения конкретных веществ, явлений, процессов. Так, при изучении темы “Соли” могут быть использованы элементы исследовательской работы. Исследование включает: проведение теоретического анализа; прогнозирование способов получения веществ и их свойств; составление плана экспериментальной проверки и его выполнение; формулирование вывода. Получается логическая цепочка: теоретический анализ – прогнозирование – эксперимент. Майкл Фарадей говорил: “Ни одна наука не нуждается в эксперименте в такой степени как химия. Ее основные законы, теории и выводы опираются на факты. Поэтому постоянный контроль опытом необходим”. Для систематизации получаемых знаний учащиеся заполняют таблицу.

В учебном процессе выделяют два вида самостоятельной работы:

- аудиторная;
- внеаудиторная.

Аудиторная самостоятельная работа по дисциплине выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию.

Внеаудиторная самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его непосредственного участия.

Содержание внеаудиторной самостоятельной определяется в соответствии с рекомендуемыми видами заданий согласно примерной и рабочей программ учебной дисциплины.

Видами заданий для внеаудиторной самостоятельной работы являются:

- *для овладения знаниями*: чтение текста (учебника, первоисточника, дополнительной литературы), составление плана текста, графическое изображение структуры текста, конспектирование текста, выписки из текста, работа со словарями и справочниками, ознакомление с нормативными документами, учебно-исследовательская работа, использование аудио- и видеозаписей, компьютерной техники и Интернета и др.
- *для закрепления и систематизации знаний*: работа с конспектом лекции, обработка текста, повторная работа над учебным материалом (учебника, первоисточника, дополнительной литературы, аудио и видеозаписей, составление плана, составление таблиц для систематизации учебного материала, ответ на контрольные вопросы, заполнение рабочей тетради, аналитическая обработка текста (аннотирование, рецензирование, реферирование, конспект-анализ и др), подготовка мультимедиа сообщений/докладов к выступлению на семинаре (конференции), подготовка реферата, составление библиографии, тематических кроссвордов, тестирование и др.
- *для формирования умений*: решение задач и упражнений по образцу, решение вариативных задач, выполнение чертежей, схем, выполнение расчетов (графических работ), решение ситуационных (профессиональных) задач, подготовка к деловым играм, проектирование и моделирование разных видов и компонентов профессиональной деятельности, опытно

экспериментальная работа, рефлексивный анализ профессиональных умений с использованием аудио- и видеотехники и др.

Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от цели, объема, конкретной тематики самостоятельной работы, уровня сложности, уровня умений студентов.

Контроль результатов внеаудиторной самостоятельной работы студентов может осуществляться в пределах времени, отведенного на обязательные учебные занятия по дисциплине и внеаудиторную самостоятельную работу студентов по дисциплине, может проходить в письменной, устной или смешанной форме.

Виды внеаудиторной самостоятельные работы студентов по химии:

1. Подготовка и написание рефератов, докладов на заданные темы, причём студенту предоставляется право выбора темы.
2. Самостоятельное решение ситуационных задач с использованием условий из задачников, имеющихся в кабинете, составление задач с представлением эталонов ответов.
3. Подбор и изучение литературных источников, работа с периодической печатью, подготовка тематических обзоров по периодике.
4. Подготовка к участию в научно-практических конференциях как внутри, так и вне колледжа
5. Оформление мультимедийных презентаций учебных разделов и тем, слайдового сопровождения докладов.
6. Подготовка схем, таблиц, кроссвордов, тестовых заданий.
7. Изготовление наглядных пособий, макетов, муляжей.

Чтобы развить положительное отношение студентов к внеаудиторной самостоятельной работе студентов, следует на каждом ее этапе разъяснять цели работы, контролировать понимание этих целей студентами, постепенно формируя у них умение самостоятельной постановки задачи и выбора цели.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОБУЧЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ УЧАЩИХСЯ НА УРОКЕ

Учащиеся окружающий их объективный мир не исследуют, а лишь изучают на основе уже имеющихся в их распоряжении научных данных – изучают в систематизированном и обобщенном виде. Учащиеся непосредственно соприкасаются далеко не со всеми изучаемыми ими веществами и явлениями, а лишь с теми, которые их окружают и которые предусмотрены программой. В программу включается общеобразовательный материал довольно ограниченный – только тот, который для их восприятия вполне доступен. Переход от незнания к знанию учащиеся совершают не сами, а под непосредственным руководством учителя, который ведет их кратчайшим путем с использованием наиболее рациональных и уже проверенных практикой методов обучения.

Таким образом, учащиеся в процессе обучения находятся в особых условиях. Однако и учащиеся от незнания к знанию в общем виде проходят те же ступени, которые проходит все человечество в познании окружающего мира, и воспринимают знания с помощью тех же физиологических механизмов, которые лежат в основе любого познавательного процесса.

Учитель химии, как правило, процесс обучения начинает с конкретного материала – с непосредственного восприятия изучаемых веществ и происходящих с ними превращений – через первую сигнальную систему. Конечно, в целом ряде случаев ему приходится начинать не с «живого созерцания», а с некоторых, заранее накопленных учащимися представлений и ассоциаций, используя для этого главным образом вторую сигнальную систему. Так, например, он знакомит учащихся с такими понятиями, как «молекула», «атом», «атомный вес», «атомно-молекулярное учение», «химический элемент» и др.

Задача учителя на первой ступени обучения состоит в том, чтобы ощущения, вызванные у учащихся теми или иными раздражителями (самими веществами и явлениями или только словесным сообщением о них), поднять на уровень восприятия – связать их в мозгу учащихся с другими, ранее полученными ощущениями и восприятиями, включить их в общий процесс мышления.

Задача учителя на этой первоначальной ступени обучения состоит не только в максимальном использовании наглядности, но и в том, чтобы умело руководить самим процессом восприятия – сосредотачивать внимание учащихся лишь на самом главном, самом существенном.

На основе отдельных восприятий у учащихся об изучаемых веществах и явлениях затем создаются общие представления и понятия. Это осмысливание и обобщение восприятий в свою очередь влияет на уже имевшиеся представления и понятия – развивают мышление учащихся. Могучим средством развития мышления служит речь, а также химическая символика и специальная химическая терминология, с помощью которых учащиеся не только усваивают ранее обобщенный опыт, но осмысливают вновь приобретенные знания – развивают свое мышление.

Задача учителя на второй ступени процесса обучения состоит главным образом в осмысливании полученных представлений и понятий, в предупреждении формального усвоения учебного материала.

Созданные у учащихся понятия повторяются и уточняются путем применения их в практике самих учащихся. На третьей ступени процесса обучения очень важны специальные упражнения, химические задачи и производственные экскурсии.

Учитель химии должен обеспечить осмысленное и глубокое знание основ современной химии.

В целях обеспечения осмысленного, глубокого усвоения учебного материала учитель химии должен в основу всей своей работы положить следующие методические принципы:

- обстоятельно знакомить учащихся с конкретными веществами и явлениями, а также со связями и отношениями между ними – формировать химические понятия;
- объяснять связи и отношения между веществами и явлениями – углублять содержание химических понятий;
- абстрагировать наиболее существенные признаки, распространять их на другие вещества и явления, из частных понятий формировать более общие – обобщать понятия;
- раскрывать внутренние, естественные связи между веществами и их превращениями, знакомить с классификацией веществ и явлений – систематизировать понятия;
- исправлять ошибки и неточности в содержании ранее усвоенных учащимися понятий, добиваться ясности, отчетливости и правильности – уточнять понятия;
- применять приобретенные понятия к изучению нового материала для осознания и решения новых учебных и воспитательных задач – использовать и закреплять ранее приобретенные понятия.

Методом обучения называют совокупность средств и приемов, при помощи которых учитель вооружает учащихся знаниями и умениями, а также формирует у них мировоззрение.

Преподаватель обязан систематически, последовательно излагать преподаваемую им дисциплину, всемерно приучая детей к работе над учебником и книгой, к различного рода самостоятельным письменным работам, к работе в кабинете, в лаборатории. Надо систематически приучать детей к самостоятельной работе, широко практикуя различные задания в меру овладения определенным курсом знаний.

Таким образом, от учителя химии требуется, чтобы он и сам излагал учебный материал, и приучал учащихся работать самостоятельно. В связи с этим требованием методы обучения химии можно разделить на две группы: 1) методы изложения и 2) методы самостоятельной работы.

Наиболее часто применяются: методы изложения учебного материала учителем с использованием рассказа, лекции, беседы, экскурсии, демонстрационных опытов и других средств наглядного обучения, методы самостоятельной работы – лабораторные работы, практические занятия, решение химических задач и работа с литературными источниками.

При использовании методов учебной работы по химии следует исходить из следующих принципов.

Нормально организованный учебный процесс требует применения не какого-нибудь одного, универсального метода, а всего разнообразия существующих методов.

Чем разнообразнее методы преподавания, тем восприятие учащимися учебного материала более всесторонне, а следовательно, более осмысленно, более прочно. Одно дело, если учащиеся с каким-либо веществом познакомятся только по описанию в учебнике, и другое дело, если учитель об этом веществе еще красочно (с соответствующими демонстрациями), расскажет, покажет его (на экскурсии) в природных условиях и предложит учащимся с этим веществом провести самостоятельную работу.

Все методы, не только методы самостоятельной работы, должны максимально возбуждать активность учащихся. Особенно важно, чтобы они возбуждали активность не только моторную, но и мыслительную.

Если используется даже наиболее активный метод, например экспериментальная работа самих учащихся, но при этом живая мысль учащихся не возбуждается, то этот метод своей основной учебно-воспитательной цели все-таки не достигает.

Все методы должны обеспечить не только сознательное прочное усвоение учащимися основ химии, но и воспитывать у них умения наблюдать, слушать, а главное мыслить – заложить прочный фундамент сознательного приобретения предусмотренных программой знаний и умений.

В каждом отдельном случае требуется наиболее рациональный метод. Выбор метода обуславливают: содержание и общий характер учебного

материала, степень развития и предварительная подготовка учащихся, а также конкретные условия лица (наличие химического кабинета, обеспеченность приборами, реактивами и другими необходимыми материалами). Самое опасное в этом случае – шаблон: использование почти во всех случаях одного и того же метода. Вопрос о выборе метода, способа и приемов обучения всегда решается конкретно и осмысленно.

В ходе урока учитель обеспечивает активную познавательную деятельность учащихся, используя различные формы ее организации: фронтальную, коллективную и индивидуальную.

Организация учебной работы учащихся на уроке теснейшим образом связана с формированием и укреплением коллектива группы. Этой цели соответствует фронтальное обучение, при котором коллектив класса выступает как единое целое, а каждый ученик в отдельности участвует в ней как член коллектива, выполняя порученную ему часть общей работы.

Фронтальная форма организации учебной деятельности учащихся на уроке способствует установлению особенно близких отношений между учителем и классом, совместной дружной работе учеников, в ходе которой достигается общее участие в решении не только образовательных, но и воспитательных задач, взаимопомощи, формированию устойчивых познавательных интересов, позволяет использовать разнообразные методы и приемы для активизации процесса обучения. Эта форма обеспечивает привлечение к работе всех учащихся класса и их общий прогресс в учении.

Вместе с тем она не может быть универсальной, так как недостаточно учитывает уровень развития, познавательные интересы и возможности, специфические возможности каждого ученика. Поэтому фронтальная работа на уроке сочетается с индивидуальной. Так, наряду с фронтальным изложением материала учителем, которое применяется чаще всего для сообщения новой информации, широко используется фронтальная беседа. Постановкой вопросов (проблемных, наводящих и др.), комментариями и оценочными суждениями учитель направляет ход беседы таким образом, что

каждый учащийся выполняет задание или упражнение самостоятельно, одновременно с другими, по указанию и под руководством учителя. Индивидуальные задания могут составлять часть общего коллективного задания, и после их выполнения все ученики принимают участие в обсуждении полученных результатов.

Индивидуальная форма учебной работы на уроке характеризуется высоким уровнем самостоятельности учащихся. Ее преимущества состоят в том, что обучение в максимальной степени соответствует уровню развития, способностям и познавательным возможностям каждого ученика. Индивидуальная форма работы наиболее целесообразна при выполнении различных упражнений и решении задач, она успешно применяется при программированном обучении, а также с целью углубления знаний и восполнения имеющихся у учащихся пробелов в изучении материала, при формировании умений и навыков.

Индивидуальная форма работы школьников на уроке позволяет регулировать темп продвижения в учении каждого ученика, сообразуясь с его подготовкой и возможностями. Успех ее определяется правильным подбором дифференцированных заданий, систематическим контролем учителя за их выполнением, оказанием своевременной помощи в решении возникающих у учащихся затруднений. Проведенные исследования показали, что для слабоуспевающих учеников следует дифференцировать не столько сложность задания, сколько меру оказываемой им помощи. При умелой организации индивидуальная работа учащихся формирует у них потребность и навыки самообразования.

Серьезный недостаток индивидуальной формы организации работы учащихся на уроке состоит в том, что они практически не общаются друг с другом, приобретаемый опыт самостоятельной деятельности не становится достоянием коллектива, не обсуждается вместе с товарищами по классу и учителем. Поэтому индивидуальная работа школьников на уроке должна сочетаться с коллективными формами ее организации.

Наряду с фронтальной организацией работы учеников на уроке применяется и такая коллективная форма, как групповая работа учащихся, при которой класс делится на несколько групп, выполняющих одинаковые или различные задания. В зависимости от этого различают единую и дифференцированную групповую работу, причем и в этом и в другом случае она тесно и неразрывно связана с фронтальной и индивидуальной работой учащихся. Исследования показали, что оптимальный состав групп – 5-7 человек. Для успешной совместной работы необходимо комплектовать группы из учащихся, имеющих примерно одинаковую успеваемость и одинаковый темп работы. Состав этих групп непостоянный и, как правило, различный по разным предметам, определяется самими учениками, учитель только корректирует его, учитывая взаимоотношения между учащимися.

Групповая работа учащихся может применяться для решения почти всех основных дидактических проблем: решения задач и упражнений, закрепления и повторения, изучения нового материала. Как и при индивидуальном обучении, в группах организуется самостоятельная работа учащихся, но выполнение дифференцированных групповых заданий приучает обучающихся к коллективным методам работы, а общение, как утверждают психологи, является непременным условием формирования правильных понятий, так как позволяет освободиться от субъективности. Фронтальная, групповая и индивидуальная работа учащихся по-разному способствуют реализации образовательных и воспитательных задач. Поэтому необходимо рациональное их сочетание, обоснованный и продуманный выбор той или иной формы учителем с учетом особенностей учебного предмета, содержания изучаемого материала, методов обучения, особенностей класса и отдельных учащихся.

Специальными исследованиями установлено, что психологическое состояние ученика во время его ответа на вопросы учителя определяется не только тем, как он подготовил материал урока, но главным образом поведением учителя по отношению к ученику. Педагогический оптимизм

учителя, его доверительное отношение к учащимся, организация их совместного коллективного поиска на уроке в различных формах организации деятельности, объективная оценка работы школьников, постоянная готовность оказать им необходимую помощь – все это имеет большое дидактическое и воспитательное значение, формирует у учеников навыки коллективного труда и положительные нравственные качества.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОВЫШЕНИЮ АКТИВНОСТИ И САМОСТОЯТЕЛЬНОСТИ УЧАЩИХСЯ

Активизация деятельности учащихся при изучении нового материала. Переход к изучению нового материала на уроках происходит естественным образом. Из повторения материала в начале урока вытекает учебная задача нового урока. Чтобы вызвать повышенный интерес к изучаемому материалу, нужно начинать изложение с убедительного разговора о практической или теоретической значимости вопроса. При этом, если возможно, нужно стараться привлечь жизненный опыт учащихся. Следует использовать исторические сведения, рассказывать о труде ученых-химиков, открывших или получивших новые вещества, сумевших объяснить природу тех или иных явлений, зачитывать яркие высказывания, отрывки из статей и книг. Учащиеся могут и не запомнить даты и авторов открытий, однако такие беседы не проходят бесследно: остается убеждение, что знания о природе не достаются легко, а являются результатом труда многих людей.

Например, урок по изучению бензола начинаем с решения задачи: *в 1825 году Майкл Фарадей – английский ученый – обнаружил в светильном газе углеводород, в котором было 92,3 % углерода и 7,7 % водорода. Плотность его паров по воздуху равна 2,69. Какова его молекулярная формула? Какое строение его молекул можно предположить?* После решения и обсуждения задачи сообщается, что название этому веществу было дано позднее, когда в 1834 году немецкий ученый Митчерлих получил его из бензойной кислоты. Поскольку это вещество немного напоминает маслянистую жидкость, то в его названии появилась частица «ол». Так образовалось название «бенз-ол».

Изучение бензола на уроке продолжается следующим образом. Учащиеся делают предположение о том, что вещество, формула которого найдена при решении задачи, - непредельный углеводород, содержащий кратные связи. Для подтверждения этого они предлагают проделать

качественные реакции на ненасыщенные алкены: с бромной водой и раствором перманганата калия. Вызванные к столу два ученика практически проверяют предположения. Результаты опытов входят в противоречие с ожидаемыми: обесцвечивания растворов не происходит. Почему? Интерес к материалу возрастает. Учащиеся продолжают высказывать предположения о строении молекулы бензола и пытаются обосновывать их. Чтобы еще более активизировать их познавательный интерес, можно сообщить, что над решением этого вопроса ученые работали свыше 40 лет. Можно также зачитать небольшие отрывки из статьи о «загадочном бензоле» («Наука и жизнь», 1966, №2). Наконец, следует предложить посмотреть фрагмент киноколеевки «Строение молекулы бензола». Теперь учащиеся говорят о двойственности химических свойств бензола. Предположение доказывается опытами.

На уроках внимание учащихся, как правило, направляется на решение научного вопроса. Именно на этом основана проблемность в обучении.

В ряде случаев можно заменить демонстрационные опыты лабораторными. Например, в 8 классе при изучении закона сохранения массы веществ проводится лабораторная работа. Перед ее проведением ставится задача: выяснить, отличается ли масса веществ, взятых в реакцию, от массы получающихся веществ. На столах учащихся находятся весы, приборы для демонстрации опытов, подтверждающих этот закон. На каждый стол выдаются письменные инструкции о том, как следует выполнять работу. В ходе ее выполнения обращается внимание на закрепление умения взвешивать на весах. Работа проводится по группам: одни ученики используют бария хлорид и натрия сульфат (в растворах), другие – растворы медь-(II)-сульфата и щелочи, третьи – растворы щелочи и фенолфталеина. Результаты всех опытов обсуждаются, учащиеся делают вывод, а учитель формулирует закон.

Кроме раздаточного материала, коллекций, таблиц, моделей, стендов, экранных пособий в процессе объяснения нового материала нередко

использую плакаты небольшого формата с лаконичными записями или выразительными рисунками.

В качестве примера можно привести часть инструкции для выполнения самостоятельной работы на тему «Свойства карбоновых кислот».

Инструкция к самостоятельному изучению химических свойств карбоновых кислот.

Цель: изучить свойства уксусной кислоты как представителя класса карбоновых кислот.

Задание 1

Ознакомьтесь с выданной в склянке уксусной кислотой, изучите ее физические свойства (осторожно!). Обратите внимание на хорошую растворимость уксусной кислоты в воде.

Вопрос. Будет ли изменяться растворимость карбоновых кислот с увеличением их молекулярной массы за счет углеводородного радикала?

Совет. Сравните с растворимостью спиртов (см. учебник, с. 110 – 111).

Задание 2

Вспомните общие свойства неорганических кислот и проверьте, обладает ли этими свойствами уксусная кислота.

1. Испытайте раствор уксусной кислоты индикатором. Напишите уравнение электролитической диссоциации уксусной кислоты.

Замечание. Процесс диссоциации обратимый.

2. Изучите действие раствора уксусной кислоты на сухие соли угольной кислоты: поместите в ячейку пластины немного сухого карбоната калия и несколько капель уксусной кислоты. Напишите уравнение реакции в ионном виде.

Вопрос. Как освободить яйцо от скорлупы, не разбивая ее?

Заканчиваются инструкции краткими выводами, указанием страниц учебника, где рассмотрен данный материал. Приводится задание на дом.

Активизация деятельности учащихся при совершенствовании знаний и умений. Повторение и закрепление знаний и умений, обобщение и систематизация изученного материала проводится почти на каждом уроке. Выделяются для этого и специальные уроки.

С помощью вопросов учащимся предоставляется возможность «взглянуть» на изученный материал с разных сторон, установить и яснее понять связь новых и имеющихся знаний, использовать полученные знания для объяснения непонятных прежде явлений и т. д. Например, на уроке, посвященном изучению типов кристаллических решеток, в числе вопросов для закрепления были «прямые» и «обратные», чтобы учащиеся лучше осознали, что физические свойства вещества зависят прежде всего от типа образуемой им кристаллической решетки. Например: 1. Вещество имеет молекулярную кристаллическую решетку. Какими физическими свойствами будет обладать оно? 2. Сера – легкоплавкое, хрупкое вещество, не проводит электрический ток. Какого типа кристаллическая решетка характерна для серы в твердом состоянии? 3. Какого типа кристаллическую решетку будет иметь твердый кислород? 4. Карборунд – соединение кремния и углерода, очень твердое, тугоплавкое вещество. Что можно сказать о его кристаллической решетке?

Большая роль в совершенствовании знаний и развитии самостоятельности учащихся отводится решению качественных (устных, письменных, экспериментальных) и расчетных задач. Широко практикуется прием составления условий задач самими учащимися. Все виды творческих заданий оформляются учащимися на карточках определенного формата, чтобы затем можно было пополнить картотеку дидактического материала кабинета. Пока изучается тема, карточки вкладываются в конверт, наклеенный на предпоследнюю страницу обложки тетради. Во время уроков обучающимся предлагается выполнить задания по карточкам, составленным кем-либо из учащихся; таким образом, ответ держат сразу несколько человек: как составители заданий, так и их исполнители. К концу изучения темы

карточки (на них указаны класс и фамилия ученика, составившего задание) сдаются для проверки учащимся-ассистентам и учителю. Наиболее удачно составленные задания используются для проведения тренировочных и проверочных самостоятельных работ. Понятно, что эта работа имеет не только обучающее и развивающее значение, но играет и воспитывающую роль. Учащиеся, составляя задачи, испытывают большее чувство ответственности перед коллективом, перед своими товарищами, у них воспитывается аккуратность, добросовестность, система в работе.

Если творческая работа по составлению условий задач, как правило, проводится дома, то в старших классах такую самостоятельную работу ученики выполняют на уроке. Так, после изучения свойств алкенов дается пятиминутное задание: составить задачу любого типа, используя следующие свойства: бромирование этена (вариант 1), взаимодействие пропена с галогеноводородом (вариант 2), гидратацию этена (вариант 3), гидрогенизацию этена (вариант 4), хлорирование этена (вариант 5), полное окисление этена (вариант 6). Затем учащиеся, сидящие за одним столом, обмениваются условиями задач и решают полученную задачу. Спустя некоторое время решение задач всех вариантов проверяется у доски.

В конце урока предлагается задание на дом: составить и решить по две задачи, используя любые два свойства алкенов. В первой задаче должны быть известны массы или объемы двух исходных веществ, одно из которых дано в избытке, а вторая задача – на применение закона Авогадро. Как видно, домашнее задание по форме отличается от того, что выполнялось на уроке, а по существу также является творческим.

Активизация деятельности учащихся при проверке их знаний и умений. Особенность системы учебно-воспитательной работы состоит в том, чтобы сделать школьников активными участниками всех звеньев процесса обучения – от подготовки к восприятию нового материала до проверки результатов усвоения. Поэтому большинство учащихся хорошо владеют навыками контроля и самоконтроля. На уроках они постоянно анализируют

ответы товарищей у доски, обращая внимание на такие стороны, как полнота, доказательность, систематичность. Дополнительные вопросы отвечающим может задать любой ученик по желанию или вызову учителя.

В конце изучения некоторых тем в старших классах иногда проводится необычный опрос у доски. Несколько человек (как правило, шесть учащихся) готовятся к ответу на вопрос, требующий записи формул, уравнений реакций и т. п., а не только словесных рассуждений, например: 1) строение молекулы фенола, взаимное влияние атомов в молекуле фенола; 2) химические свойства фенола; 3) получение и применение фенола. У каждого двух школьников вопросы одинаковые, но, чтобы избежать подсказок, они готовятся у доски не рядом. Остальные учащиеся класса в это же время повторяют материал.

Когда записи сделаны, готовящие ответ садятся на свои места, а к доске вызываются трое учащихся для проверки записей. Каждый из проверяющих должен проанализировать две записи на одну и ту же тему, исправить ошибки мелом другого цвета, если надо, дописать что-то и выставить оценку. Учащиеся, которые готовились у доски, могут отстаивать свое мнение, вступать с проверяющими в дискуссию по обсуждению содержания конкретных вопросов. Высказываются и другие учащиеся класса. В итоге учитель выставляет оценки как отвечающим, так и проверяющим.

О домашнем задании учащиеся узнают не только (и не всегда) в конце урока, а на всем его протяжении. Во время объяснения нового материала учитель нередко просит обучающихся прервать свои записи в тетрадях и на полях записать вопрос или задачу для домашнего решения, которые по содержанию тесно связаны с только что рассмотренным материалом. В тетради рядом с условием задачи или указанием соответствующего номера задания оставляется место для последующего решения дома. Затем изучается следующий фрагмент учебного материала, и учащиеся в тетрадях продолжают вести конспект урока. Таких «вставок» заданий для домашней работы в течение урока может быть несколько.

Просматривая свои записи дома, ученики не могут пропустить то или иное задание, поскольку для него оставлено в тетради особое место. Этот прием облегчает контроль за домашней работой обучающихся. Главное же достоинство данного приема в том, что учащиеся лучше видят тесную связь классной и домашней работы, осознанно выполняют каждое задание, потому что оно «вписывается» в систему знаний, полученных на уроке. Учащиеся понимают, что правильно решить дома заданную задачу они смогут только после повторения материала, конспект которого написан в тетради перед условием этой задачи.

В процессе такой разнообразной работы раскрывается характер и способности каждого ученика, укрепляются взаимоотношения, формируется личность будущего активного труженика, приобретаются навыки самостоятельной деятельности. Проблема повышения самостоятельности учащихся – одна из важнейших целей в практической работе образовательных учреждений. Современный этап совершенствования урока характеризуется изучением особенностей основной формы организации обучения в новых условиях, когда показатели эффективности уроков не ограничиваются исключительно уровнем полученных учащимися знаний, а включают степень овладения ими познавательными умениями и навыками, формирования и развития их познавательных интересов.

Важнейшим направлением совершенствования самостоятельности на уроке является установление оптимального сочетания и взаимодействия основных его компонентов: задач образования, воспитания и развития содержания учебного материала, методов преподавания и учения, способов организации процесса обучения и познавательной деятельности учащихся. В решении данной проблемы необходимо прежде всего четкое определение и постановка задач урока (и системы уроков), комплексное планирование учебно-воспитательных задач каждого урока (образовательных, воспитательных, а также задач развития обучающихся).

Эффективность современного урока достигается при условии решения всего круга поставленных задач, концентрации внимания и мышления школьников на главных, ведущих идеях и понятиях изучаемой темы, организации поисковой деятельности, оказывающей положительное влияние на появление и развитие познавательных интересов учащихся. Поэтому одним из главных направлений совершенствования урока является реализация дидактических принципов, выбор рационального сочетания методов обучения, различных форм организации обучения, обеспечение оптимального уровня трудности при соблюдении принципа доступности обучения.

Особую значимость в целях повышения эффективности урока приобретает изучение индивидуальных особенностей учащихся на основе единой системы оценки возможностей каждого ученика коллективом учителей, «педагогическим консилиумом». Такое изучение обучающихся позволяет учителю правильно определять содержание учебно-воспитательного процесса на каждом этапе урока, обеспечивать индивидуальный и дифференцированный подход к учащимся.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

Домашняя учебная работа дополняет деятельность учащихся на уроках, отличается большой самостоятельностью и отсутствием непосредственного руководства учителя.

Домашняя работа учащихся имеет не только образовательное, но и воспитательное значение. Роль этого вида учебной деятельности школьников особенно возрастает в настоящее время, когда в задачу школы входит наряду с вооружением учащихся знаниями основ наук формирование у них потребности к постоянному самообразованию навыков самостоятельной познавательной и практической деятельности. Выполнение учащимися домашних заданий дополняет учебную работу на уроках, обеспечивает подготовку к изучению нового материала, расширение и углубление уже приобретенных знаний, формирование новых и закрепление имеющихся умений и навыков.

Домашняя учебная работа учащихся организуется с учетом выполнения следующих основных условий:

- наличие у учащихся познавательного интереса к выполняемым заданиям и понимания цели работы. Условие это обеспечивается сочетанием домашних заданий с учебной работой на уроках, постановкой этих заданий в проблемном плане и в связи с жизнью и практикой;
- воспитание ответственного отношения учащихся к выполнению домашних заданий путем осуществления педагогического руководства и контроля со стороны учителей и родителей школьников.
- соблюдение принципа доступности, т. е. посильности предлагаемых учащимся домашних заданий, строгого выполнения установленных норм времени на их выполнение.

Важным средством формирования познавательных интересов к выполнению домашних заданий является разнообразие их видов. Нельзя

ограничивать домашние задания механическим повторением материала по учебнику, выполнением большого количества стереотипных задач и упражнений.

Подготовка учащихся к выполнению домашних заданий проводится учителем на уроке. Заключается она в выработке у учеников навыков самостоятельного решения вопросов, в разъяснении содержания и методики выполнения задания на дом. На уроках используются приемы самостоятельной работы с учебником, справочной литературой, проведения наблюдений и опытов, самопроверки и др., которые необходимы ученику при выполнении домашних заданий. Кроме того, нужно обязательно добиться отчетливого представления учащихся о том, что надо сделать и как следует выполнять задания в домашних условиях.

Самоконтроль учащихся обеспечивает функционирование внутренней обратной связи в процессе обучения, получение учащимися информации о полноте и качестве изучения программного материала, прочности сформированных умений и навыков, возникших трудностях и недостатках.

Практика показывает, что для достижения успехов в обучении и воспитании обучающихся наряду с другими факторами важную роль играет учет индивидуальных особенностей каждого ученика. А они, как известно, бывают разные: и сильные, и средние, и слабые. Применяемые в настоящее время в процессе обучения различные методы и приемы способствуют активизации мыслительной деятельности учащихся, развивают их способности.

Однако, как показывают наблюдения, в практике преподавания во многих образовательных учреждениях еще распространены такие коллективные формы работы учащихся на уроках, при которых учебный процесс рассчитан в основном на среднего ученика, не стимулирует сильных, более способных учащихся работать в полную меру, снижает их активность и самостоятельность. Индивидуализация обучения в преподавании часто сводится лишь к дополнительным занятиям с отстающими учащимися.

Как же определяется понятие «индивидуальный подход»? В педагогическом словаре сказано: *«Индивидуальный подход – это принцип педагогики, согласно которому в учебно-воспитательной работе с коллективом достигается педагогическое воздействие на каждого ученика, основанное на знаниях черт его личности и условий жизни».*

Отсюда ясно, что осуществить индивидуальный подход в обучении нельзя без знаний основ педагогики и психологии, так как при организации учебного процесса необходимо учитывать индивидуальные, возрастные и другие психологические особенности учащихся.

Методические рекомендации по выполнению индивидуальных заданий

Обычно индивидуальные задания даются учащимся как дополнение к общему заданию группы. В зависимости от цели и содержания урока, уровня знаний учащихся они могут выполняться на уроке или дома. При разработке индивидуальных заданий следует учитывать уровень знаний учащихся, их способности, заинтересованность предметом. Так, слабым учащимся можно предложить повторительные упражнения для ликвидации пробела в знаниях. Тем из них, кто не имеет навыка самостоятельной работы, следует помогать, например: сообщать план решения задачи, порядок выполнения лабораторной работы, подготовки доклада и т. п.

Для сильных учащихся, проявляющих интерес к химии, подбираются задания с постепенным усложнением, развивающие их мыслительную деятельность. Например, придумать новый способ решения задачи, составить самим условие аналогичной задачи; составить схему производственного процесса, используя дополнительную литературу; сделать сообщение о свойствах и применении вещества и т. д. Для каждой работы устанавливается срок ее выполнения.

Классификация индивидуальных заданий

Индивидуальные задания можно классифицировать на четыре группы:

1. *Обзорно-познавательные* – используются перед изучением новой темы (или в процессе ее изучения), при закреплении и проверке знаний и т. д.
2. *Практические* – применяются для закреплении изученного материала, развития творческой инициативы, расширения политехнического кругозора учащихся и привития практических навыков.
3. *Исследовательские* – используются для выработки и закреплении навыков химического экспериментирования, обобщения изученного материала, для углубления и расширения знаний учащихся по изученным вопросам и т. д.

4. *Тренировочные упражнения* – используются для выработки навыков в составлении химических формул и уравнений, решении задач, для ликвидации пробелов в знаниях.

В каждую группу можно включить следующие задания:

1. *Обзорно-познавательные*: а) сочинения, доклады (история открытия хлора); б) отчеты об экскурсии; в) отчеты о кинофильмах.

2. *Практические*: а) проведение длительных наблюдений (рост кристаллов); б) составление коллекций (простые и сложные вещества); в) изготовление прибора (прибор для получения углекислого газа); г) изготовление модели, стенда (доменная печь, минеральные удобрения).

3. *Тренировочные*: а) ответы на вопросы по учебнику; б) упражнения в написании уравнений; в) решение задач; г) вычерчивание графиков растворимости веществ; д) составление плана по учебнику (Вода в природе. Использование воды).

4. *Исследовательские*: а) конструирование прибора (прибор для получения дистиллированной воды); б) проектирование схемы (производство NH_3); в) подготовка к демонстрации опыта (получение углекислого газа); г) составление доклада на основании дополнительной литературы.

Методические рекомендации по подготовке презентации и доклада

1. Доклад - это сообщение по заданной теме, с целью внести знания из дополнительной литературы, систематизировать материал, проиллюстрировать примерами, развивать навыки самостоятельной работы с научной литературой, познавательный интерес к научному познанию.
2. Тема доклада должна быть согласованна с преподавателем и соответствовать теме занятия.
3. Материалы при его подготовке, должны соответствовать научно-методическим требованиям ССУЗа и быть указаны в докладе.
4. Необходимо соблюдать регламент, оговоренный при получении задания.
5. Иллюстрации должны быть достаточными, но не чрезмерными.
6. Работа студента над докладом-презентацией включает отработку навыков ораторства и умения организовать и проводить диспут.
7. Студент в ходе работы по презентации доклада, отрабатывает умение ориентироваться в материале и отвечать на дополнительные вопросы слушателей.
8. Студент в ходе работы по презентации доклада, отрабатывает умение самостоятельно обобщить материал и сделать выводы в заключении.
9. Докладом также может стать презентация реферата студента, соответствующая теме занятия.
10. Студент обязан подготовить и выступить с докладом в строго отведенное время преподавателем, и в срок.

Докладчики и содокладчики - основные действующие лица. Они во многом определяют содержание, стиль, активность данного занятия. Сложность в том, что докладчики и содокладчики должны *знать и уметь* очень многое:

- сообщать новую информацию
- использовать технические средства
- знать и хорошо ориентироваться в теме всей презентации (семинара)

- уметь дискутировать и быстро отвечать на вопросы
- четко выполнять установленный регламент: докладчик - 10 мин.; содокладчик - 5 мин.; дискуссия - 10 мин
- иметь представление о композиционной структуре доклада.

Необходимо помнить, что выступление состоит из трех частей: вступление, основная часть и заключение.

Вступление помогает обеспечить успех выступления по любой тематике.

Вступление должно содержать:

- название презентации (доклада)
- сообщение основной идеи
- современную оценку предмета изложения
- краткое перечисление рассматриваемых вопросов
- живую интересную форму изложения
- акцентирование оригинальности подхода

Основная часть, в которой выступающий должен глубоко раскрыть суть затронутой темы, обычно строится по принципу отчета. Задача основной части - представить достаточно данных для того, чтобы слушатели и заинтересовались темой и захотели ознакомиться с материалами. При этом логическая структура теоретического блока не должны даваться без наглядных пособий, аудио-визуальных и визуальных материалов.

Заключение - это ясное четкое обобщение и краткие выводы, которых всегда ждут слушатели.

Методические рекомендации к использованию игрового обучения

Интеллектуально-творческие игры (ИТИ) стимулируют развитие познавательных интересов учащихся, способствуют развитию их интеллектуально-творческих способностей, дают возможность ребятам самоутвердиться и реализовать себя в интеллектуально-творческой сфере через игру, помогают восполнить дефицит общения. ИТИ могут быть использованы не только во внеклассной и внеурочной работе, но и на уроках (при изучении нового материала, повторении пройденного, контроля знаний учащихся и т. д.)

Наиболее сложны и трудоемки деловые и ролевые игры. Проведение подобных игр позволяет достигать следующих целей: научить учащихся выделять главное в содержании учебного материала, излагать его в краткой форме; развивать навыки анализа текста, ассоциативное мышление, самостоятельность суждений, способствовать самоопределению учащихся, развивать коммуникативные способности, расширить кругозор, повторять и обобщать изученный материал. Так на уроках, при изучении тем, связанных с экологией, например по теме “Природные источники углеводородов и их переработка”, применяются ролевые игры с применением экспертных групп. Класс разбивается на две группы: “специалистов” и “журналистов”. Первые подбирают материал и подготавливают наглядное пособие. Вторые готовят вопросы, которые они должны задавать во время игры.

Для закрепления материалов используются дидактические игры: “Химические кубики”, “Химическое лото”, “Крестики-нолики”, “Найди ошибку”, “Химический бой”. Так же на внеклассных занятиях проводятся зрелищные интеллектуально-творческие игры: “КВН”, “Что, где, когда”, “Звездный час” и т.д.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ПОДГОТОВКЕ И ПРОВЕДЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНЫХ РАБОТ

Письменный опрос заключается в проведении различных самостоятельных и контрольных работ. Самостоятельная работа – небольшая по времени (15–20 мин) письменная проверка знаний и умений школьников по небольшой (еще не пройденной до конца) теме курса. Одной из главных целей этой работы является проверка усвоения обучающимися способов решения учебных задач; осознание понятий; ориентировка в конкретных правилах и закономерностях. Если самостоятельная работа проводится на начальном этапе становления умения и навыка, то она не оценивается отметкой. Вместо нее учитель дает аргументированный анализ работы учащихся, который он проводит совместно с учениками. Если умение находится на стадии закрепления, автоматизации, то самостоятельная работа может оцениваться отметкой.

Самостоятельная работа может проводиться фронтально, небольшими группами и индивидуально. Цель такого контроля определяется индивидуальными особенностями, темпом продвижения учащихся в усвоении знаний. Так, например, индивидуальную самостоятельную работу может получить ученик, который пропустил много учебных дней, не усвоил какой-то раздел программы, работающий в замедленном или ускоренном темпе. Целесообразно использовать индивидуальные самостоятельные работы и для застенчивых, робких учеников, чувствующих дискомфорт при ответе у доски. В этом случае хорошо выполненная работа становится основанием для открытой поддержки обучающегося, воспитания уверенности в собственных силах.

Предлагается проводить и динамичные самостоятельные работы, рассчитанные на непродолжительное время (5–10 мин). Это способ проверки знаний и умений по отдельным существенным вопросам курса, который позволяет перманентно контролировать и корректировать ход усвоения

учебного материала и правильность выбора методики обучения школьников. Для таких работ учитель использует индивидуальные карточки, обучающие тексты, тестовые задания, таблицы.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ПОДГОТОВКЕ И ПРОВЕДЕНИЮ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Контрольная работа используется при фронтальном текущем и итоговом контроле с целью проверки знаний и умений школьников по достаточно крупной и полностью изученной теме программы. Проводятся в течение всего года и преимущественно по тем предметам, для которых важное значение имеют умения и навыки, связанные с письменным оформлением работы и графическими навыками (русский язык, математика), а также требующие умения излагать мысли, применять правила языка и письменной речи (русский язык, окружающий мир, природоведение). Контрольная работа оценивается отметкой.

Содержание работ для письменного опроса может организовываться по одноуровневым или по разноуровневым, отличающимся по степени сложности, вариантам. Так, для развития самоконтроля и самооценки учащихся целесообразно подбирать самостоятельные и контрольные работы по разноуровневым вариантам. Предлагаемая детям инструкция объясняет им, что каждый сам может выбрать вариант работы любой сложности.

К стандартизированным методикам проверки успеваемости относятся тестовые задания. Они привлекают внимание прежде всего тем, что дают точную количественную характеристику не только уровня достижений школьника по конкретному предмету, но также могут выявить уровень общего развития: умения применять знания в нестандартной ситуации, находить способ построения учебной задачи, сравнивать правильный и неправильный ответы и т.п.

Стандартизированные методики позволяют достаточно точно и объективно при минимальной затрате времени получить общую картину развития класса, школы; собрать данные о состоянии системы образования в целом.

Особой формой письменного контроля являются графические работы.

К ним относятся рисунки, диаграммы, схемы, чертежи и др. Такие работы могут использоваться на уроках по любому предмету. Их цель – проверка умения учащихся использовать знания в нестандартной ситуации, пользоваться методом моделирования, работать в пространственной перспективе, кратко резюмировать и обобщать знания.

Методические рекомендации к использованию тестов на уроках химии

Использование тестов на уроках химии также занимает видное место в процессе внедрения новых технологий. Что дает возможность массовой проверки знаний учащихся. Тестовая методика – универсальное средство проверки знаний, умений. Тесты являются экономной целенаправленной и индивидуальной формой контроля. Систематическая проверка знаний в виде тестов способствует прочному усвоению учебного предмета, воспитывает сознательное отношение к учебе, формирует аккуратность, трудолюбие, целеустремленность, активизирует внимание, развивает способность к анализу. При тестовом контроле обеспечиваются равные для всех обучаемых условия проверки, то есть повышается объективность проверки знаний. Этот метод вносит разнообразие в учебную работу, повышает интерес к предмету.

В практике обучения химии все большее значение приобретает такая форма контроля и учета знаний учащихся, как тестирование.

Тест – система лаконично и точно сформулированных и стандартизированных заданий, на которые необходимо дать в течение ограниченного времени краткие и точные ответы, оцениваемые по системе баллов.

Тесты как инструмент оценивания имеют значительные отличия от контрольных работ. Во-первых, тесты – значительно более качественный и объективный способ оценивания и, во-вторых, показатели тестов ориентированы на измерение степени, определение уровня усвоения ключевых понятий, тем и разделов учебной программы, умений, навыков. По характеру ответов на вопросы различают два основных типа тестов.

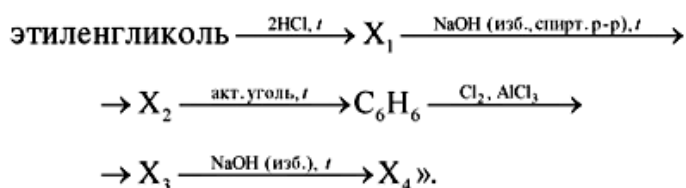
Тесты открытого типа, или тесты со свободными ответами, в которых испытуемому необходимо самостоятельно дописать слово, словосочетание, предложение, знак, формулу и т.д. или предложить самостоятельное суждение в доказательном плане, т.е. написать своеобразную химическую миниатюру (химическое мини-сочинение). Задания этого типа составляют

заключительную, наиболее высоко оцениваемую часть тестов ЕГЭ по химии.

В тестах открытого типа выделяют следующие возможные варианты заданий.

Задания дополнения – испытуемый должен сформулировать ответы с учетом предусмотренных в задании ограничений.

Например, одно из заданий части С теста ЕГЭ по химии: «Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Тесты последовательности, или тесты на завершение последовательности, в которых испытуемый должен завершить некоторую последовательность элементов.

Например: «Завершите последовательность: по числу и составу реагирующих и образующихся веществ различают реакции соединения, разложения, замещения и...».

Задания свободного изложения – испытуемый должен самостоятельно сформулировать ответы, ибо никакие ограничения на них в задании не накладываются.

Например: «Молекула фторида бора имеет плоское строение, а молекула фторида азота – пирамидальное. Почему? Дайте обоснованный ответ».

Тесты закрытого типа, или тесты с предписанными ответами, в которых испытуемому необходимо выбрать правильный ответ из предложенных вариантов.

Различают следующие разновидности тестов закрытого типа.

Тесты с альтернативными ответами, при выполнении которых испытуемый должен ответить «да» или «нет».

Например: «Верно ли утверждение о том, что сера в серной кислоте проявляет только восстановительные свойства?»

Тесты соответствия, при выполнении которых испытуемому предлагается установить соответствие элементов двух списков.

Это большинство заданий части В тестов ЕГЭ по химии. Например: «Установите соответствие между названиями веществ и продуктами электролиза его водных растворов:

Название вещества:	Продукты электролиза:
1) йодид бария; 2) хлорид бария; 3) сульфат ртути(II); 4) сульфат натрия. кислота;	а) барий, йод, вода; б) гидроксид бария, йод, водород; в) ртуть, кислород, серная кислота; г) натрий, кислород, водород; д) водород, кислород; е) гидроксид бария, хлор, водород».

Тесты с выбором одного правильного ответа, или ответы с вариантами выбора, при выполнении которых испытуемому необходимо выбрать, как правило, один правильный ответ из приведенного списка возможных ответов.

Это все задания части А тестов ЕГЭ по химии. Например: «При взаимодействии 1 моль гидроксида натрия и 1 моль углекислого газа образуется:

- 1) карбонат натрия; 2) гидрокарбонат натрия;
3) оксид натрия; 4) пероксид натрия».

Тесты с множественным выбором правильного ответа, при выполнении которых испытуемому необходимо выбрать, как правило, два и более правильных ответов из приведенного списка возможных ответов.

Это задания части В тестов ЕГЭ по химии. Например, «Гидроксид натрия взаимодействует с: 1) фенолом; 2) метиламином; 3) жирами; 4) ацетатом калия; 5) стеариновой кислотой; 6) этиловым спиртом».

Тесты исключения лишнего, или устранения лишнего элемента («встретил лишнее – убери»).

Например: «Хлорид железа(II) не получают реакцией: 1) соединения; 2)

разложения; 3) замещения; 4) обмена».

Тесты группирования включают в себя перечень химических терминов или формул, которые следует распределить по заданным признакам.

Например, одно из заданий части А теста ЕГЭ по химии 2006 г.: «Формулы только кислых солей находятся в ряду: 1) K_2SO_4 , KOH, H_2SO_4 , $NaHSO_3$; 2) $Cu(OH)NO_3$, $Fe(HSO_3)_2$, $FeCl_3$, $NaHPO_4$; 3) NH_4HCO_3 , $Fe(OH)Cl_2$, CaS, NaCl; 4) $NaHSO_4$, $Ca(HCO_3)_2$, $NH_4H_2PO_4$, KHS».

Тесты ранжирования представляют собой перечень (не более десяти) однопорядковых химических формул, физических или химических величин, химических явлений, которые требуется расположить в заданном порядке.

Например: «Расположите следующие химические элементы в порядке уменьшения их металлических свойств: хлор, кислород, сера, бор, кремний, углерод, фосфор, алюминий».

Виды и формы контроля и их дидактические функции на уроках химии

Одним из важных структурных элементов каждого урока и всего процесса обучения в целом является проверка знаний и умений учащихся.

Различают следующие **виды контроля**: предварительный, текущий, промежуточный, итоговый.

Предварительный, или начальный, контроль – установление индивидуального уровня обученности учащегося, или так называемое пропедевтическое диагностирование. Например, перед изучением химии элементов целесообразно проведение диагностической проверочной работы по основным вопросам курса. В такую работу могут быть включены задания по характеристике элемента (металла или неметалла) в зависимости от его положения в периодической таблице по плану:

- координаты элемента в периодической таблице;
- строение атома и, следовательно, возможные степени окисления;
- тип простого вещества и, следовательно, тип химической связи и кристаллической решетки, характерной для этого вещества, а значит, и соответствующие физические свойства; возможность существования аллотропных модификаций;
- сравнение окислительно-восстановительных свойств элемента и простого вещества с соседями по периоду;
- аналогичное сравнение с соседями по подгруппе;
- формула высшего оксида и его характер (основный, кислотный или амфотерный), наиболее типичные свойства, иллюстрируемые уравнениями соответствующих реакций (в том числе и в ионной форме);
- формула высшего гидроксида и его характер (основный, кислотный или амфотерный), наиболее типичные свойства, иллюстрируемые уравнениями соответствующих реакций (в том числе и в ионной форме).

Наиболее распространенной формой диагностического контроля в

настоящее время является тестирование, которое эффективно и для последующих видов контроля.

Текущий контроль, или контроль за ходом усвоения материала, позволяет учителю получать сведения о процессе усвоения знаний в течение определенного промежутка времени (поурочный контроль или после изученного параграфа). Например, после изучения свойств оснований можно использовать следующее тестовое задание: «Ряд веществ-реагентов, с каждым из которых взаимодействует гидроксид калия: а) оксид серы(VI), гидроксид магния, сульфат меди(II); б) нитрат натрия, гидроксид натрия, оксид натрия; в) оксид азота(II), оксид фосфора(V), гидроксид кальция; г) оксид углерода(IV), хлорид меди(II), азотная кислота».

Промежуточный, или рубежный, контроль проводится после изучения крупных разделов (модулей) учебного курса. Например, после изучения темы «Основные классы неорганических соединений» заданием для такого вида контроля может служить следующее: «Соляная кислота взаимодействует со следующими веществами: оксидом меди(II), медью, цинком, нитратом серебра, нитратом натрия, карбонатом натрия, оксидом углерода(IV). Запишите уравнения возможных реакций. Там, где это имеет место, запишите также ионные уравнения. Там, где это имеет место, разберите окислительно-восстановительные процессы».

Нетрудно заметить, что это задание легко можно представить и в тестовой форме.

В качестве рубежного контроля может служить зачет по курсу химии, проводимый по билетам.

По субъекту и объекту, выполняющему контроль, можно выделить следующие его виды: программированный, взаимный, самоконтроль.

Программированный контроль. Например, заданием, которое может быть заложено в контролируемую программу, является задание по теме «Кристаллические решетки» (табл. 1):

Варианты заданий по теме «Кристаллические решетки»

Вариант 1HF	Вариант 2Cl ₂	Вариант 3NaBr	Вариант 4CH ₄	Вариант 5KNO ₃
Вариант 6KF	Вариант 7CaO	Вариант 8Li ₂ O	Вариант 9NaNO ₃	Вариант 10Li ₂ SO ₄
Вариант 11Mg	Вариант 12Br ₂	Вариант 13SCl ₂	Вариант 14N ₂	Вариант 15Ca
Вариант 16NH ₃	Вариант 17H ₂	Вариант 18CO ₂	Вариант 19CaBr ₂	Вариант 20Ca ₃ N ₂
Вариант 21I ₂	Вариант 22Al	Вариант 23H ₂ S	Вариант 24H ₂ O	Вариант 25BaO

«Проведите анализ формулы соединения по следующему плану:

- 1) тип кристаллической решетки;
- 2) частицы узлов кристаллической решетки;
- 3) тип химической связи в веществе;
- 4) физические свойства вещества;
- 5) масса вещества количеством 1,5 моль;
- 6) число атомов, образующих данное количество вещества».

В недалеком советском прошлом учителя проводили такой программированный контроль безмашинным способом. Современные компьютерные технологии позволяют не только быстро и эффективно организовать одну и ту же систему заданий, но и регулировать порядок контроля: от жестко заданного преподавателем до автоматического компьютерного управления и даже управления порядком контроля по выбору учащегося.

Взаимный контроль. Проводится учащимися при работе в па'рах или группах. Он эффективен не только при выполнении теоретических, но также и экспериментальных заданий по химии. Например, два задания экспериментального характера: «Опытным путем докажете качественный состав хлорида бария (для одного ученика пары) и сульфата аммония (для другого)».

Самоконтроль осуществляется конкретным учеником при подготовке домашнего задания по учебнику в соответствии с вопросами и заданиями к параграфу (текущий самоконтроль), вопросами и заданиями к зачету или

семинару (тематический самоконтроль), с содержанием билетов или тестовых заданий к экзамену (рубежный и итоговый самоконтроль).

Различают следующие **формы контроля**: устная, письменная, практическая.

Устный контроль знаний в работе учителя – основной способ учета результатов развивающего обучения. При устном контроле знаний есть возможность проверить весь изученный материал по теме урока или раздела курса. Устный контроль знаний помогает развивать коммуникативные качества учащихся (развивать устную речь, умение вести диалог в ходе бесед с учителем или одноклассниками, выдвигать и доказывать гипотезы при проблемном построении урока химии, общаться между собой и с учителем).

Устный контроль знаний применяется в зависимости от цели и типа урока: в его начале – перед изучением нового материала, в конце урока или его этапа – с целью контроля и одновременного повторения и закрепления пройденного. Очень эффективен устный опрос, проводимый в форме беседы при изучении нового материала с целью выяснения связи темы урока с ранее изученными. Не менее эффективен устный опрос на уроках повторения и обобщения, при подготовке к контрольной работе или зачету. В этом случае рационально заранее сформулировать вопросы, по которым будет проводиться опрос.

Устный контроль может проводиться индивидуально, фронтально или для групп учащихся.

Важной стороной устного опроса учащихся является развитие химического языка. Например, верного произношения и ударения в химических терминах и выражениях, для отработки химической номенклатуры (названий веществ и процессов по формулам и уравнениям и наоборот). Во время устного ответа учащегося для достижения устойчивого внимания класса полезно предусмотреть последующее за ответом рецензирование, исправление допущенных ошибок, дополнение.

Письменный контроль позволяет получить за один урок общую

картину знаний всех учащихся по тому или иному разделу курса.

Основными видами проведения письменного контроля по химии являются проверочные (10–15 мин) и контрольные работы (на весь урок), задания которых могут быть представлены как в традиционной, так и в тестовой форме.

Как при устном, так и при письменном опросе хороший эффект дает применение химических диктантов. В учительской практике наиболее часто используется написание формул соединений по их названиям и наоборот. Реже встречаются диктанты по химическим уравнениям (например, «гидратация пропилена», «полимеризация хлорвинила», «гидролиз карбоната калия») или по математическим выражениям, отражающим химические закономерности (формулы скорости химической реакции, закона Вант-Гоффа, нахождения массы, количества и объема химических веществ и др.).

Практические работы позволяют осуществить контроль за сформированностью практических умений и навыков при работе с лабораторным оборудованием и реактивами. Они выявляют также способность учащихся соединять теоретические знания и прогнозы, сделанные на их основе, с умениями осуществлять их на практике. Например, задание «Получить гидроксид алюминия реакцией обмена и доказать опытным путем его амфотерность». Для этого конкретного задания следует отметить тиражируемую в многочисленных инструкциях экспериментальную некорректность «...полученный осадок разделите на две пробирки...». Разумеется, гель нерастворимого гидроксида алюминия необходимо получать не в одной пробирке (разделить его затем на две пробирки будет или невозможно при малом количестве осадка, или неэстетично – при большом), а в двух автономных.

**Дидактические и методические функции
проверки знаний и умений учащихся**

Дидактические	Методические функции
Контролирующая	Выяснение наличия у учащихся знаний о фактах, понятиях, законах и теориях химии в соответствии со стандартом; определение умений учащихся применять эти знания в учебном процессе; выявление уровня сформированности у учащихся навыков обращения с оборудованием и реактивами в соответствии с правилами техники безопасности
Образовательная	Развитие логического мышления учащихся, их химической речи; развитие умения объяснять и прогнозировать химические факты, формировать нормы и правила безопасного обращения с химическими веществами, материалами и процессами; уточнение, углубление, закрепление знаний; применение знаний по химии в учебной практике, в быту и на производстве; выявление, исправление и анализ ошибок учащихся
Воспитывающая	Воспитание личностных качеств (трудолюбия, настойчивости в достижении целей, силы воли, любознательности и др.); воспитание безопасной для себя и окружающего мира культуры обращения с веществами, материалами и химическими процессами; формирование таких ключевых компетенций личности, как коммуникативная, социальная, информационная и другие; подготовка выпускников к осознанному выбору профиля к выбору вуза или сферы трудовой деятельности

Уровни контроля и проверки знаний по химии

В соответствии с требованиями стандарта по химии и выбранных из федерального списка учебников учитель химии во время проверки и контроля знаний по предмету может ориентироваться на следующие уровни.

Первый уровень – репродуктивный. Выполнение учащимися заданий этого уровня опирается в основном на память. Достижение этого уровня предполагает у учащихся:

- знание названий отдельных химических элементов, веществ и реакций;
- умение устно или письменно описывать химические факты, понятия или явления (реакции);
- понимание роли, значения или применения отдельных химических веществ или реакций;
- применение химической символики – химических знаков, формул и уравнений;
- знание некоторых используемых в химии приборов, умение собирать простейшие из них и использовать при выполнении химического эксперимента.

Для проверки знаний и умений, соответствующих первому уровню, используется репродуктивный вид заданий, предполагающий воспроизведение учащимися отдельных знаний и умений. Проверка первого уровня знаний легко осуществляется формами автоматизированного учета.

Второй уровень – продуктивный. Достижение этого уровня предполагает у учащихся:

- понимание формулировок важнейших химических понятий, законов, теорий и применение их в аналогичных ситуациях;
- умение устанавливать взаимосвязь между составом, строением и свойствами химических веществ;
- умение проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям;
- умение самостоятельно проводить химический эксперимент по

инструкции учебника или по указанию учителя и фиксировать его результаты.

Для проверки умения применять эти знания в учебной практике используются задания, выполнение которых возможно не только на основе памяти, но и на основе осмысления. Поэтому наряду с психологической операцией воспроизведения широко используются узнавание и явление переноса. Для выполнения таких заданий требуется более напряженная мыслительная деятельность учащихся, чем при выполнении заданий на первом уровне.

Третий уровень – творческий. Достижение этого уровня предполагает у учащихся:

- умение прогнозировать свойства химических веществ на основе знания об их составе и строении и, наоборот, предполагать строение веществ на основе их свойств;
- понимание факторов, позволяющих управлять химическими реакциями (скоростью, направлением, выходом продукта);
- умение проектировать, осуществлять химический эксперимент, а также фиксировать и анализировать его результаты;
- умение ориентироваться в потоке химической информации, определять источники необходимой информации, получать ее, анализировать, делать выводы на ее основе и представлять в соответствующей форме;
- умение осознавать вклад химии в формирование целостной естественно-научной картины мира.

Для проверки знаний, соответствующих третьему уровню, и умения применять их в учебной практике используется рефлексивный вид заданий, выполнение которых опирается на репродуктивные знания, но требует глубокого осмысления, владения логическими приемами умственной деятельности (анализ, синтез, обобщение, конкретизация, сравнение, абстрагирование, классификация).

Методические рекомендации к оформлению отчета по выполнению лабораторного опыта по химии

Оформление отчетов по выполнению лабораторных опытов осуществляется в рабочей тетради по химии. От предыдущей письменной работы отступают 3-4 клетки и записывают посередине строки номер лабораторного опыта. Далее, каждый раз с новой строки записывают тему, цель, оборудование и реактивы. После строки «Выполнение опыта» коротко поэтапно приводится описание лабораторного опыта.

В отчете по выполнению лабораторного опыта по необходимости приводятся описания опытов, наблюдения, уравнения химических реакций, условия проведения реакций, рисунки, ответы на вопросы.

Оформление опытов должно быть весьма кратким, учитывая то обстоятельство, что опыты непосредственно связаны с содержанием урока. Форма отчета по выполнению лабораторного опыта, если не регламентируется, может быть произвольная.

Если в ходе опыта необходимо ответить на вопросы для выяснения понимания учащимися сущности опыта, то записывается ответ, если требуется оформить рисунок, заполнить таблицу, то соответственно выполняется рисунок или заполняется таблица.

Все рисунки должны иметь обозначения составных частей, оборудования, названия реагентов и продуктов реакции. Рисунки должны располагаться на левой стороне тетрадного листа, подписи к рисункам – внизу.

Таблицы заполняются четко и аккуратно. Таблица должна занимать всю ширину тетрадной страницы.

Схемы должны быть крупными и четкими, выполненными простым карандашом (допускается использование цветных карандашей), содержать только главные, наиболее характерные особенности, детали.

В конце каждого лабораторного опыта обязательно записывается вывод по итогам выполненной работы (вывод формулируется исходя из цели лабораторного опыта).

Целесообразно, чтобы первые лабораторные опыты учащиеся описывали под диктовку учителя, а в дальнейшем им можно предоставить самостоятельность.

Методические рекомендации к ведению и оформлению тетрадей для практических работ по химии

Основная задача практических работ по химии, проводимых в конце изучения тем, - закрепление знаний и практических умений учащихся. Практические работы с использованием инструкций ученики выполняют индивидуально. В этом случае каждый ученик будет приобретать необходимые практические умения. Только в некоторых работах, где используются приборы, а также много операций возможно выполнение работы двумя учениками. Отчет по выполнению практической работы оформляется каждым учеником индивидуально.

Отчеты по выполнению практических работ по химии оформляются в специальных тетрадях.

Тетрадь для практических работ по химии - тонкая тетрадь в клеточку, толщиной 12 - 18 листов.

Тетрадь для практических работ проверяется учителем после каждой проведенной работы, оценки выставляются каждому ученику, с занесением оценок в классный журнал.

При выставлении оценки за практическую работу по химии учитываются такие компоненты:

- самостоятельное выполнение опыта;
- объем и качество выполненной работы;
- правильность написания уравнений химических реакций и выводов.

На снижение оценки должны повлиять ошибки, допущенные учеником в процессе выполнения работы (например, плохое владение некоторыми лабораторными умениями), отсутствие аккуратности в работе.

Также оценивается качество ведения записей: аккуратность, выполнение схем, рисунков и таблиц и т.д. Если требования не выполняются, то оценка снижается.

Методические рекомендации к оформлению отчета по выполнению практической работы по химии.

От предыдущей практической работы отступают 3-4 клетки и записывают дату выполнения работы и далее посередине следующей строки номер практической работы. Далее, каждый раз с новой строки записывают тему, цель, оборудование и реактивы. После строки «Ход работы» коротко поэтапно приводится описание практической работы (в соответствии с инструкцией по выполнению практической работы).

Оформление отчета должно быть лаконичным. Форма отчета по выполнению практической работы, если не регламентируется, то может быть произвольная.

Лучше всего оформлять работу после каждого опыта. Однако, когда работа связана с получением газа и изучением его свойств, описание ее проводится после выполнения всех опытов. Описание работы проводится также после выполнения всех опытов, в случае если учащиеся имеют дело с вредными веществами.

В отчете по выполнению практической работы приводятся описания эксперимента, наблюдения, уравнения химических реакций, условия проведения реакций, рисунки, ответы на вопросы, выводы.

Важным является знание и умение приводить записи уравнений химических реакций, подтверждающих ход химического эксперимента. При этом необходимо приводить химические формулы и названия всех реагентов и продуктов реакции, упоминание о которых ведется при выполнении практической работы.

Если в ходе выполнения практической работы необходимо ответить на вопросы для выяснения понимания учащимися сущности опыта, то записывается ответ, если требуется оформить рисунок, заполнить таблицу, то соответственно выполняется рисунок или заполняется таблица.

Таблицы заполняются четко и аккуратно, при этом таблица должна занимать всю ширину тетрадной страницы.

Все рисунки должны иметь обозначения составных частей, оборудования, названия реагентов и продуктов реакции. Рисунки должны располагаться на левой стороне тетрадного листа, подписи к рисункам – (с правой стороны или снизу).

Рисунки с изображением моделей приборов, схем выполнения химического эксперимента должны быть крупными и четкими, выполненными простым карандашом (допускается использование цветных карандашей), содержать только главные, наиболее характерные особенности.

В конце каждой практической работы обязательно записывается вывод по итогам выполненной работы (вывод формулируется исходя из цели практической работы).

ОБЩИЕ ПРАВИЛА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Лабораторные работы являются одной из важнейших составных частей курса химии. Для их выполнения студенту необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, измерительными приборами, а также с техникой проведения основных лабораторных операций.

Поскольку в химической лаборатории находятся электроприборы, газ, ядовитые и огнеопасные вещества, студенты должны строго соблюдать правила внутреннего распорядка и техники безопасности.

Перед каждым лабораторным занятием студент должен изучить соответствующий раздел учебника, конспекта лекций и описание лабораторной работы.

При оформлении отчета по проделанной работе в лабораторном журнале записывают дату, номер, название работы и опыта; конспект теоретического материала; краткое описание хода опыта и результаты, полученные при его выполнении.

При проведении эксперимента необходимо соблюдать следующие правила:

1. Опыт проводят всегда в чистой посуде.
2. Нельзя выливать избыток реактива из пробирки обратно в реактивную склянку.
3. Сухие соли набирают чистым шпателем или ложечкой, причем избыток реактива нельзя высыпать обратно в склянку.
4. Не следует путать пробки от разных склянок. Чтобы внутренняя сторона пробки оставалась чистой, пробку кладут на стол внешней поверхностью.
5. Нельзя уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место.
6. После опытов остатки металлов в раковину не выбрасывают, а собирают в банку.

7. Дорогостоящие реактивы (например, остатки солей серебра) собирают в специально отведенную посуду.

Правила техники безопасности

1. Не трогайте, не включайте и не выключайте без разрешения преподавателя рубильники и электрические приборы.
2. Не загромождайте свое рабочее место лишними предметами.
3. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении веществ по запаху склянку следует держать на расстоянии и направлять движением руки воздух от отверстия склянки к носу.
4. Опыты с ядовитыми веществами надо проводить в вытяжном шкафу.
5. При приливании реактивов нельзя наклоняться над отверстием сосуда во избежание попадания брызг на лицо и одежду.
6. Нельзя наклоняться над нагреваемой жидкостью, так как ее может выбросить.
7. Разбавляя концентрированные кислоты, особенно серную, осторожно вливают кислоту в воду.
8. Все опыты с концентрированными кислотами и щелочами проводить только под тягой.
9. С легковоспламеняющимися жидкостями нельзя работать вблизи нагревательных приборов.

Правила противопожарной безопасности

1. Осторожно обращайтесь с нагревательными приборами. При перегорании спирали электроплитки отключите плитку от электросети.
2. При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь под руками песок, войлок и т.п.

3. В случае воспламенения горючих веществ быстро погасите горелку, выключите электронагревательные приборы, оставьте сосуд с огнеопасным веществом и тушите пожар:

- а) горящие жидкости прикройте войлоком, а затем, если нужно, засыпьте песком, но **не заливайте водой**;
- б) в случае воспламенения щелочных металлов гасите пламя **только сухим песком, но не водой**.

4. Во всех случаях пожара в лаборатории немедленно вызовите пожарную команду; до прихода пожарной команды воспользуйтесь углекислотным огнетушителем.

Первая помощь при несчастных случаях

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, — порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. В особо серьезных случаях необходимо немедленно обратиться к врачу.

Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка. Основные правила первой помощи сводятся к следующему:

- 1. При ранении стеклом удалите осколки из раны, смажьте края раны раствором йода и перевяжите бинтом.
- 2. При ожоге рук или лица реактивом смойте реактив большим количеством воды, затем либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), либо раствором соды (в случае ожога кислотой), а затем опять водой.
- 3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место обработайте свежеприготовленным раствором перманганата калия, смажьте обожженное место мазью от ожога или вазелином. Можно присыпать ожог пищевой содой и забинтовать.
- 4. При химических ожогах глаз обильно промойте глаза водой, используя глазную ванночку, а затем обратитесь к врачу.

Методические рекомендации по подготовке и проведению зачета

Проверка и оценка знаний, умений и навыков учащихся – важное звено учебно-воспитательного процесса.

Необходимость контроля объясняется прежде всего потребностью в получении информации об эффективности функционирования системы обучения.

От того, как организован контроль, обеспечивающий обратную связь и тем самым оперативную корректировку учебного процесса, зависят результат учебной деятельности школьников, воспитание у них положительной мотивации учения, правильной самооценки и чувства ответственности перед коллективом.

В последнее время учителя химии широко используют в своей практике зачеты как особую форму организации контроля знаний, умений и навыков учащихся. Зачеты позволяют объективно оценить результаты учебной деятельности каждого ученика, своевременно выявить пробелы в знаниях и организовать коррекционное индивидуальное обучение, предотвращающее хроническую неуспеваемость.

Зачетная система обеспечивает систематичность учения и способствует выработке системы знаний как основы развития школьников. Зачет, как и всякий контроль, выполняет функции, характерные для учебного процесса: образовательную, воспитательную и развивающую.

Обучающее влияние можно проследить на таком примере. При организации групповой деятельности учащихся привлекают к анализу ответов своих товарищей, дополнению и исправлению их. Таким образом, продолжается процесс усвоения материала, совершенствование их знаний.

Воспитательные функции зачета проявляются в его стимулирующем воздействии на учеников, в формировании у них чувства ответственности, долга, дисциплинированности.

Развивающее воздействие на учащихся в процессе зачета выражается в формировании устойчивого внимания, памяти, приемов самоконтроля и самооценки.

При проведении зачетов к методам контроля учитель предъявляет следующие требования: полнота, всесторонность, систематичность, объективность контроля; обеспечение обучающего, воспитывающего, развивающего влияния его, в отдельных случаях – использование дифференцированного подхода к учащимся. Раскроем основные из них.

Полнота и всесторонность контроля могут быть достигнуты при включении в содержание его всех основных элементов учебного материала курса химии, а иногда и других дисциплин, проверки не только предметных (специальных), но и интегрированных знаний, мировоззренческих идей, а также специальных, общеучебных и интеллектуальных умений и навыков.

Системность контроля при проведении зачета обеспечивается получением нескольких оценок за разные виды деятельности школьников, а также их самооценок.

Наиболее распространенные типы зачетов – *тематические*, проводящиеся после изучения отдельных тем или нескольких тем программы, и *итоговые*, которые завершают изучение больших разделов курса химии (органической, неорганической, общей). Зачеты проводят, как правило, на одном или двух уроках и в отдельных случаях – во внеурочное время.

В практике работы учителей химии используются различные формы зачетов. Классический зачет (по типу вузовского) предусматривает выявление уровня знаний, умений и навыков учащихся во время индивидуальной беседы ученика с учителем. После такого зачета учитель имеет довольно полное и точное представление о степени усвоения изученного материала. Существенный недостаток этого зачета – необходимость проводить его во внеурочное время, а также большая продолжительность, что ведет к перегрузке как учителя, так и учащихся.

Перенести зачет на урок и тем самым сократить его продолжительность до одного-двух часов можно при использовании в его организации элементов самоуправления и групповой работы учащихся. Среди таких зачетов заслуживают внимания несколько форм их проведения:

1. **Зачет по типу экзамена** принимают несколько комиссий. В состав каждой из них входят как минимум два ученика данного класса или несколько учащихся из разных параллелей. Сдающие зачет отвечают членам комиссии по билетам, составленным из вопросов, предлагаемых для подготовки к зачету.

2. **Групповой зачет** проводят следующим образом. Класс делят на несколько групп, состоящих из учащихся с разными способностями и уровнем подготовленности. Группы получают карточки-задания. Число их соответствует количеству учащихся в группе. Вопросы для такого зачета должны быть взаимосвязаны, тогда после сдачи зачета у учащихся будет более полное представление об изученной теме. Каждый член группы по очереди отвечает на свои вопросы, остальные внимательно слушают, исправляют, дополняют и коллективно оценивают ответ своего товарища.

3. **Зачет-карусель** (его также называют «круговым» или «зачетом-конвейером»). Особенность организации такого зачета заключается в том, что каждый член комиссии принимает зачет только по одному вопросу. Учащиеся заполняют индивидуальный зачетный лист, в котором указаны номера вопросов, а члены комиссии ставят в них оценки. В итоге учитель или члены комиссии по набранной сумме баллов за ответы на все вопросы выставляют каждому ученику общую оценку за зачет.

4. Зачеты, которые включают комбинированные задания, проводятся в форме **зачета по маршруту**. С этой целью создают три комиссии из учащихся класса. Первая комиссия, самая многочисленная, проверяет степень усвоения теоретического материала (она, кстати, может работать по принципу зачета-карусели). Вторая комиссия проверяет решение расчетных задач, и для ее работы достаточно двух учащихся. Члены третьей

комиссии проверяют умение планировать и проводить химический эксперимент. Класс делится на три группы, каждая получает «маршрут движения» и в соответствии с ним сдает зачет, переходя в указанное время от одной комиссии к другой. В маршрутных листах члены комиссий делают отметки о сдаче каждой части зачета, а затем, посоветовавшись, выносят общую оценку за зачет.

В практике работы учителей химии широко применяются и такие формы организации и проведения зачетов, как *общественный смотр знаний*, а также *конкурсы по типу химического КВН*.

Получить более полную, насыщенную фактами, примерами информацию по широким мировоззренческим проблемам, основным теоретическим вопросам курса позволяет проведение *зачетов-аукционов*. Определенную сумму баллов за ответ получает тот ученик, который последним дополнил ответ на поставленный вопрос.

Элементы игры, например химическое лото, химический лабиринт и т. д., вводимые в зачеты, делают их более интересными и увлекательными для учащихся. Здесь перечислены наиболее распространенные формы проведения зачетов. На самом деле их может быть значительно больше за счет различных сочетаний.

Деятельность учителя на подготовительном этапе включает: отбор зачетных тем; определение типа и формы проведения зачета; продумывание методики его проведения на основе взаимосвязи цели, основных триединых задач обучения, содержания, форм, методов и средств достижения цели с учетом подготовки всех учащихся к работе, особенностей коллектива и индивидуальных качеств учителя; выбор (или назначение) ассистентов (экзаменаторов, консультантов, руководителей групп) и работа с ними; оформление стенда «Экспресс-информация».

Остановимся на более сложных вопросах подготовительного этапа в организации зачета.

Когда и как организовывать учебные группы и определять ассистентов? Группы целесообразно создавать после того, как учащиеся лучше узнают друг друга. Группа включает обычно четырех человека, одного из них они выбирают руководителем. Подобного рода вопросы учащиеся должны решать демократическим путем и учителю не следует авторитарно назначать консультанта, руководителя группы. Он может только посоветовать и в случае необходимости аргументированно обосновать свое предложение по выбору консультанта, основная обязанность которого – консультировать учащихся группы (на уроке, после уроков), руководить групповой работой на уроке, участвовать в приеме и анализе зачетов по химии, помогать учителю в подборе материала для зачетов и участвовать в обсуждении методики их проведения. Существует разный подход к комплектованию группы. Но, как правило, более эффективно работают смешанные группы, с разным уровнем подготовки учащихся по химии. При этом очень важно соблюдать принцип совместимости в работе. Ассистентом обычно выбирают авторитетного, справедливого, интересующегося химией ученика.

Нужно ли специально готовить ассистента к приему зачета? Учителя поступают по-разному. Все зависит от того, какой по счету этот зачет, какую цель преследует учитель, каков уровень подготовки ассистентов, какая форма зачетов используется. Одни преподаватели заранее знакомят ассистентов с зачетным материалом, другие – накануне, третьи – во время перемены перед зачетом. В ходе зачета ассистенты могут обратиться за помощью к учителю или любому ученику класса. Очень важно, чтобы руководители групп знали свои обязанности и владели методикой проведения данного зачета. Чаще всего перед первым зачетом учитель заблаговременно начинает вести работу с учащимися, входящими в состав зачетных комиссий. С ними проводятся после уроков собеседования, консультации по вопросам предстоящего зачета, обсуждаются предполагаемые ответы. После этого ассистенты проводят консультации с учащимися своих групп.

Некоторые учителя оценивают знания ассистентов перед зачетом, другие, если уверены в знаниях своих помощников, считают возможным выставить им зачет «автоматом».

Какова роль учителя на зачете? В одних случаях он выполняет роль наблюдателя, в других, если создалась конфликтная ситуация, - эксперта, в третьих – советчика, а иногда и члена одной или нескольких комиссий. Но в любом случае свою роль должен определять сам учитель.

Этапы подготовительной работы с учащимися заключаются в: сообщении учащимся плана изучения предстоящей темы и срока зачета; ознакомлении с содержанием зачета (вопросами прикладного и теоретического характера, подборкой задач и упражнений и т. д.). Учитель информирует учащихся о том, что уровень требований к их знаниям, умениям и навыкам должен нарастать постепенно в соответствии с содержанием изучаемого материала от урока к уроку по данной теме или разделу.

Обычно учителя перед изучением темы вывешивают в кабинете химии план работы, основные требования к знаниям, умениям и навыкам учащихся, различные памятки-алгоритмы, вопросы, задачи. Иногда указывают номера задач из задачников, учебников, примеры упражнений для самостоятельной работы дифференцированного характера. По мере изучения материала этот список может быть дополнен. Позднее аналогичные вопросы, задачи, упражнения включают в зачетные задания.

На каждом уроке учащихся целенаправленно готовят к зачету. Очень важно отработать с ними разные виды деятельности, используемые на зачете: работу с графопроектором и магнитофоном (если он используется в ходе зачета), оценку своей работы и работы товарищей по группе, деятельности своей группы в целом; проведение коллективного обсуждения некоторых вопросов темы; определение и коррекцию уровня знаний своих товарищей. С этой целью учителя проводят разнообразные самостоятельные работы, позволяющие углубить, расширить знания учащихся, формировать их умения и навыки, мировоззрение, развивать у них логическое, творческое мышление.

Зачетная форма проверки знаний используется учителем после изучения достаточно большого раздела программы по химии. Зачет – своеобразная форма смотра знаний, в процессе которого повышается ответственность учащихся за результаты учебного труда, как индивидуального, так и коллективного. При этом учение приобретает элементы соревнования, учащиеся получают возможность лучше подготовиться к выпускному экзамену, к учебной работе в вузе. Зачеты целесообразно проводить в старших классах, используя разные методы. Один из них – организация индивидуальной и групповой работы учащихся.

Все контрольные уроки (письменные работы и зачеты) по предметам, изучаемым в данном классе, планирует завуч школы, чтобы предупредить перегрузку учащихся. Общешкольный график контрольных мероприятий должен строго соблюдаться. Во время предметной недели в школе один из контрольных зачетов по предмету проводят как общественный смотр знаний.

Рассмотрим, как можно можно подготовиться к зачету на примере подготовки по разделу «Углеводороды». Задача зачета – выявить уровень знаний и умений учащихся при устных ответах, решении задач, распознавании органических соединений.

В кабинете химии учитель подбирает необходимый дидактический материал для самоподготовки учащихся, для взаимной консультации друг друга. Для этого отводится 30 минут послеурочного времени в определенные дни недели. Кабинет оформлен следующими наглядными материалами:

1. Схемы и таблицы: «Метан», «Этан и бутан», «Этилен», «Ацетилен», «Бензол», «Природный газ – химическое сырье», «Применение метана», «Применение ацетилена», «Классификация органических веществ».
2. Алгоритмы решения типовых задач. Планшет с образцами решения задач.
3. Шаростержневые модели строения молекул метана, этана, этина, бензола.
4. Плакат с задачами зачета.

Знать: состав, свойства, строение представителей различных классов углеводов, их получение и применение.

Уметь: решать расчетные задачи на вывод молекулярной формулы органического вещества, а также распознавать углеводороды по характерным свойствам соответствующего класса».

5. Схема взаимосвязи основных понятий химии, связанных с изучением веществ:



На уроках, предшествовавших зачету, по мере изучения материала учащимся предлагаются задания по сопоставлению и систематизации свойств отдельных представителей класса углеводов. При индивидуальной подготовке к зачету учащиеся используют обобщающую таблицу, в которой систематизированы знания об углеводородах.

Перечислим **названия вертикальных столбцов:**

1. Свойства.
2. Предельные углеводороды.
3. Непредельные углеводороды:
 - а) ряда этилена;
 - б) ряда бутадиена;
 - в) ряда ацетилен.
4. Ароматические углеводороды.

Названия горизонтальных столбцов:

1. Молекулярная формула.

2. Структурная формула:

- а) виды связей;
- б) тип гибридизации;
- в) длина связи (нм);
- г) валентный угол.

3. Электронная формула.

4. Физические свойства:

- а) состояние;
- б) цвет;
- в) вкус;
- г) запах;
- д) отношение к воде, воздуху.

5. Химические свойства:

- а) горение;
- б) разложение;
- в) отношение к KMnO_4 , кислотам, щелочам;
- г) отношение к галогенам;
- д) отношение к водороду;
- е) полимеризация.

6. Изомерия (типы).

7. Получение.

8. Применение (с указанием свойств, на которые оно основано).

9. Тип реакций, характерный для класса.

10. Общая формула гомологов.

Таблицу ученик заполняет самостоятельно в ходе повторения материала – в классе и дома.

Работа учащихся с обобщающей таблицей обеспечивает более целенаправленную подготовку к зачету, учит рациональной и емкой форме систематизации изученного материала большого объема, облегчает подготовку к зачету.

Инструктаж учащихся перед зачетом

Зачет проводится по билетам, в которых сформулировано комплексное задание. Оно включает:

1. Вопрос из раздела «Неорганическая химия».
2. Вопрос из раздела «Органическая химия».
3. Расчетные задачи или практическое задание.

После разъяснения характера и содержания зачетного задания, которое учащиеся получают в билете, учитель определяет формы отчетности:

- 1) устный ответ учителю на первый вопрос (оценку ставит учитель);
- 2) обсуждение способа распознавания выданного органического вещества в группе и проверка правильности его определения у учителя.

У учителя всегда есть возможность проверить всех, так как вопросы выполняются на контрольных листах.

После устного ответа у доски с использованием необходимой наглядности учащиеся работают индивидуально, а затем в паре или группами по мере выполнения заданий.

Зачет по разделу «Углеводороды» занимает два урока, и при должной их организации отпадает необходимость в проведении контрольной письменной работы.

При устном ответе у доски учитель требует отражения в ответе состава, строения, свойств, получения и применения углеводородов, следит за тем, чтобы свойства были раскрыты на основе электронного строения молекул веществ, а применение – на основе свойств и строения.

Для учащихся, проверяющих графические формулы гомологов и изомеров, учитель готовит вопросы, которые они должны задавать своим товарищам:

1. Какие типы изомерии характерны для указанного вещества?
2. Как назвать изомер?
3. В чем сходство и отличие изомеров друг от друга?
4. Как назвать гомологи?

5. В чем сходство и отличие гомологов друг от друга?
6. Исчерпан ли перечень изомеров для данного вещества?
7. Что такое гомологическая разность?
8. Какова общая формула членов гомологического ряда?

Эти вопросы предлагаются учащимся избирательно, в зависимости от того, какие недочеты выявлены при выполнении ими заданий.

Соответственно при написании уравнений реакций в превращениях, указанных в задании, также предлагаются примерные уточняющие дополнительные задания:

1. Назовите вещества (исходные и продукты).
2. Укажите тип реакции.
3. Назовите условия реакции.
4. Объясните механизм взаимодействия частиц. И др.

Примерный перечень таких вопросов на первых зачетах необходим, так как представляет собой образец грамотности предлагаемых друг другу вопросов, на последующих зачетах, по мере приобретения соответствующих знаний и умений такие консультативные материалы можно не использовать.

Максимальные оценки: за устный ответ – 5 баллов, за распознавание вещества – 3 балла, за решение задачи – 5 баллов, за написание формул гомологов и изомеров, а также за их название – по 1 баллу за каждый правильный пример. При групповой отчетности проверяющими ставится общая оценка, а группа делит ее соответственно вкладу каждого в ответы на вопросы. Таким образом, интегральная оценка каждого ученика на зачете складывается из суммы баллов, поставленных учителем, проверяющим товарищем и долевой оценки за выполнение группового задания.

Проведение зачета и подведение итогов

Зачет проводится на открытом спаренном уроке. На зачет приглашается администрация лицея.

Учащиеся получают билет с заданием для индивидуального выполнения. Некоторые из них сразу готовят устный ответ у доски. Те, кому что-то неясно в задании, подходят к учителю с вопросами.

Пример зачетного задания:

1. Состав, строение, свойства, получение и применение этилена.
2. Химия как наука.
3. При полном сгорании 1,45 г органического вещества было получено 1,12 л CO_2 (н.у.) и 0,9 г воды. Плотность паров вещества по водороду равна 45. Найдите молекулярную формулу вещества.

Учащиеся работают спокойно, так как задание для них вполне посильно. Перемещения при объединении в группы также не нарушают порядок в классе.

Выслушивая устные ответы, проверяя написанное на доске, учитель задает уточняющие вопросы, требует обязательного вывода или заключения, рецензирует ответы. Рецензии даются детальные, строгие, справедливые, они несут характер советов и пожеланий в дальнейшей работе над предметом.

В ходе взаимной проверки знаний самими учащимися учитель применяет выборочный контроль, наблюдая за ответом и корректируя процесс проверки. При этом он дает советы не только отвечающему ученику, но и проверяющему. Баллы взаимопроверки учащиеся выставляют самостоятельно. Но у учителя есть возможность их перепроверить, так как листы с решениями задач, формулами гомологов и изомеров в ходе зачета учащиеся сдают. В случае неkritичной или заниженной оценки учитель оставляет за собой право изменить или уточнить ее. Но это приходится делать редко, так как учащиеся от зачета к зачету осваивают роль

проверяющего, учатся задавать вопросы, выслушивать ответы, делать замечания.

После экспериментального распознавания веществ учащиеся подходят к учителю, называют номер пробирки и вещество. При этом учитель задает контрольные вопросы: к какому классу углеводов относится данное вещество? Каковы его характерные свойства? Как было определено вещество? И т. п.

При подведении итогов учитель суммирует баллы и объявляет их перед классом. Таким образом, учащиеся в ходе зачета составляют определенный ранговый ряд, где четко видны успехи каждого в сравнении с другими.

Зачет по данной теме выявляет некоторые недостатки в знаниях учащихся:

1) не все из них умеют характеризовать свойства веществ на основе электронного строения, хотя и пишут электронные формулы углеводов;

2) при устном ответе учащиеся не всегда учитывают взаимосвязь основных химических понятий при характеристике вещества, поэтому приходится задавать уточняющие вопросы: как объяснить проявление того или иного свойства на основе электронного строения веществ? На чем основано применение данного вещества? Что лежит в основе разработки способов промышленного применения вещества? И т.д.;

3) У учащихся недостаточно развиты навыки грамотного оформления устного и письменного ответов и использования необходимой наглядности (об этом им приходится постоянно напоминать).

Итоги тематических зачетов объявляются в конце зачета, называются фамилии лучших учащихся, которые хорошо подготовились, и тех, которые недостаточно усвоили тему. Из числа лучших учащихся учитель отбирает консультантов для подготовки товарищей при подготовке к пересдаче зачета.

Методические рекомендации по решению задач

1. Эквивалент. Молярная масса эквивалентов.

Закон эквивалентов

Эквивалент (Э) – это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять или выделять один ион водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях. Под «реальной частицей» понимают реально существующие соединения (KOH , H_2SO_4 , H_2O), под «условной» – доли этих реальных частиц ($\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4$, $\frac{1}{5}\text{KMnO}_4$). Эквивалент так же, как атом, молекула, ион – безразмерная величина и его состав выражают с помощью химических формул и символов. Количество вещества эквивалентов измеряется в молях. *Масса 1 моль эквивалентов* называется **молярной массой эквивалентов** ($M_{\text{эк}}$) и выражается в г/моль.

Эквивалент (молярная масса эквивалентов) для одного и того же вещества может иметь различные значения в зависимости от того, в какую реакцию это вещество вступает. Эквивалент и $M_{\text{эк}}$ рассчитываются неодинаково для кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакций.

Молярная масса эквивалентов вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции, рассчитывается по формуле:

$$M_{\text{эк}} = \frac{M}{n_e},$$

где M – молярная масса вещества, n_e – число электронов, присоединенных одной молекулой окислителя или отданных одной молекулой восстановителя.

Например, в окислительно-восстановительной реакции горения сероводорода $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ степень окисления серы изменяется от -2 (в H_2S) до $+4$ (в SO_2). Следовательно, молекула H_2S теряет 6 электронов, т. е. одному электрону эквивалентна условная частица $\frac{1}{6}$ молекулы H_2S .

$$\text{Э}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{1}{6}\text{H}_2\text{S}, \text{ а } M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M_{\text{H}_2\text{S}}}{6} = \frac{34}{6} = 5,6 \text{ г/моль}.$$

У кислорода степень окисления меняется от 0 (в O_2) до -2 (в SO_2) и, так как в его молекуле содержится 2 атома, то число принятых электронов будет равно 4. И, таким образом, одному электрону эквивалентна условная частица $\frac{1}{4}$ молекулы O_2 .

$$\mathcal{E}(O_2) = \frac{1}{4}O_2, \text{ а } M_{\text{эк}}(O_2) = \frac{M_{O_2}}{4} = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалентов *кислоты* или *основания*, участвующих в *кислотно-основной* реакции, рассчитывается по формуле

$$M_{\text{эк}}(\text{кислоты, основания}) = \frac{M}{n},$$

где M – молярная масса кислоты или основания; n – для *кислот* – это число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл; n – для *оснований* – число гидроксильных групп, замещенных в данной реакции на кислотный остаток.

Например, в кислотно-основной реакции $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$ (1) оба иона водорода молекулы H_2S замещаются на металл и, таким образом, одному иону водорода эквивалентна условная частица $\frac{1}{2} H_2S$. В этом случае

$$\mathcal{E}(H_2S) = \frac{1}{2} H_2S, \text{ а } M_{\text{эк}}(H_2S) = \frac{M_{H_2S}}{2} = \frac{34}{2} = 17 \text{ г/моль.}$$

В реакции $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$ (2) в молекуле H_2S на металл замещается только один ион водорода и, следовательно, одному иону H^+ эквивалентна реальная частица – молекула H_2S . В этом случае

$$\mathcal{E}(H_2S) = H_2S, \text{ а } M_{\text{эк}}(H_2S) = \frac{M_{H_2S}}{1} = \frac{34}{1} = 34 \text{ г/моль.}$$

$\mathcal{E}(NaOH)$ в реакциях (1) и (2) равен $NaOH$, так как в обоих случаях на кислотный остаток замещается одна гидроксильная группа. $M_{\text{эк}}(NaOH) = 40$ г/моль.

Молярная масса эквивалентов *соли* в реакциях *обмена* рассчитывается по формуле

$$M_{\text{эк}}(\text{соли}) = \frac{M_{\text{соли}}}{n \cdot |\text{с. о.}|},$$

где M – молярная масса соли; n – число ионов металла, участвующих в реакции от каждой молекулы; $|\text{с. о.}|$ – абсолютное значение степени окисления иона металла (о степени окисления см. стр. 55). Например, от

каждой молекулы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в реакции $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ участвуют два иона алюминия, степень окисления которого +3. Отсюда,

$$M_{\text{эк}}[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль}, \quad \text{Э}[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] \text{ равен } 1/6 \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3.$$

Молярная масса эквивалентов *оксида* рассчитывается по формуле

$$M_{\text{эк(оксида)}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{n \cdot |\text{с.о.}|},$$

где M – молярная масса оксида; n – число катионов соответствующего оксиду основания или число анионов соответствующей оксиду кислоты; $|\text{с.о.}|$ – абсолютное значение степени окисления катиона или аниона.

В реакции $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{CaO} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ эквивалент P_2O_5 , образующего два трехзарядных аниона $(\text{PO}_4)^{3-}$, равен $1/6 \text{ P}_2\text{O}_5$, а $M_{\text{эк}}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_{\text{P}_2\text{O}_5}}{6} = \frac{142}{6} = 23,7 \text{ г/моль}$. Эквивалент CaO , дающего один двухзарядный

катион (Ca^{2+}) равен $1/2 \text{ CaO}$, а $M_{\text{эк}}(\text{CaO}) = \frac{M_{\text{CaO}}}{2} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г/моль}$.

Чтобы определить молярную массу эквивалентов *элемента* в соединении, можно воспользоваться формулой

$$M_{\text{эк(эл-та)}} = \frac{M_A}{|\text{с.о.}|},$$

где M_A – молярная масса элемента; $|\text{с.о.}|$ – абсолютное значение степени окисления элемента. Например, молярные массы эквивалентов фосфора в соединениях PH_3 , P_2O_3 и P_2O_5 соответственно равны: $31 / 3 = 10,3 \text{ г/моль}$; $31 / 3 = 10,3 \text{ г/моль}$; $31 / 5 = 6,2 \text{ г/моль}$, а эквивалент фосфора в соединениях PH_3 и P_2O_3 равен $1/3 \text{ P}$, в соединении P_2O_5 – $1/5 \text{ P}$.

Нужно также иметь в виду, что молярная масса эквивалентов химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей.

Так, $M_{\text{эк}}(\text{PH}_3) = M_{\text{эк}}(\text{P}) + M_{\text{эк}}(\text{H}) = 10,3 + 1 = 11 \text{ г/моль}$;

$M_{\text{эк}}(\text{P}_2\text{O}_3) = M_{\text{эк}}(\text{P}) + M_{\text{эк}}(\text{O}) = 10,3 + 8 = 18,3 \text{ г/моль}$;

$M_{\text{эк}}(\text{P}_2\text{O}_5) = M_{\text{эк}}(\text{P}) + M_{\text{эк}}(\text{O}) = 6,2 + 8 = 14,2 \text{ г/моль}$.

Закон эквивалентов: массы реагирующих друг с другом веществ прямо пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{эк}}(1)}{M_{\text{эк}}(2)}$$

Поделив массу каждого вещества на молярную массу его эквивалентов,

получим число молей эквивалентов (ν): $\frac{m_1}{M_{\text{эк}}(1)} = \frac{m_2}{M_{\text{эк}}(2)}$, или $\nu_1 = \nu_2$.

Для реакции $A + B = C + D$ должно выполняться соотношение $\nu_A = \nu_B = \nu_C = \nu_D$, т.е. *число молей эквивалентов участвующих в реакции веществ равны между собой*.

Если одно из реагирующих веществ находится в газообразном состоянии, закон эквивалентов удобно представить в виде

$$\frac{m}{M_{\text{эк}}} = \frac{V_{\text{газа}}}{V_{\text{эк(газа)}}},$$

где $V_{\text{эк}}$ – объем одного моля эквивалентов газа. Для вычисления объема моля эквивалентов газа необходимо знать число молей эквивалентов (ν) в одном моле газа: $\nu = \frac{M}{M_{\text{эк}}}$. Так, $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль; $M_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 1$ г/моль. Следовательно, в

одном моле молекул водорода H_2 содержится $\nu = 2/1 = 2$ моль эквивалентов водорода. Как известно, моль любого газа при нормальных условиях (н. у.) ($T=273$ К, $p=101,325$ кПа) занимает объем 22,4 л. Значит, моль водорода займет объем 22,4 л, а так как в одном моле водорода содержится 2 моль эквивалентов водорода, то объем одного моля эквивалентов водорода равен $V_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 22,4 / 2 = 11,2$ л. Аналогично, $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль, $M_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 8$ г/моль. В одном моле молекул кислорода O_2 содержится $\nu = 32 / 8 = 4$ моль эквивалентов кислорода. Один моль эквивалентов кислорода занимает объем $V_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 22,4 / 4 = 5,6$ л.

Примеры решения задач

Пример 1.1. На восстановление 7,09 г оксида металла со степенью окисления +2 требуется 2,24 л водорода (н. у.). Вычислите молярные массы эквивалентов оксида и металла. Чему равна молярная масса металла?

Решение. Задача решается по закону эквивалентов. Так как одно из реагирующих веществ находится в газообразном состоянии, то удобно воспользоваться формулой

$$\frac{m}{M_{\text{эк}}} = \frac{V_{\text{газа}}}{V_{\text{эк(газа)}}}, \quad \frac{m_{\text{ок}}}{M_{\text{эк(ок)}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{эк(H}_2\text{)}}}$$

Напомним, что объем 1 моль эквивалентов водорода равен 11,2 л (н. у.), тогда

$$M_{\text{эк(ок)}} = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса эквивалентов химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей. Оксид – это соединение металла с кислородом, поэтому молярная масса эквивалентов оксида представляет собой сумму $M_{\text{эк(оксида)}} = M_{\text{эк(металла)}} + M_{\text{эк(кислорода)}}$. Отсюда, $M_{\text{эк(металла)}} = M_{\text{эк(оксида)}} - M_{\text{эк(кислорода)}} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль.}$

Молярная масса металла определяется из соотношения $M_{\text{эк(металла)}} = \frac{M_A}{|\text{с.о.}|}$,

отсюда $M_A = M_{\text{эк(металла)}} \cdot |\text{с.о.}| = 27,45 \cdot 2 = 54,9 \text{ г/моль.}$ Таким образом, $M_{\text{эк(оксида)}} = 35,45 \text{ г/моль; } M_{\text{эк(металла)}} = 27,45 \text{ г/моль; } M_A(\text{металла}) = 54,9 \text{ г/моль.}$

Пример 1.2. При взаимодействии кислорода с азотом получено 4 моль эквивалентов оксида азота (IV). Рассчитайте объемы газов, вступивших в реакцию при н. у.

Решение. По закону эквивалентов число молей эквивалентов вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции веществ равны между собой, т.е. $\nu(\text{O}_2) = \nu(\text{N}_2) = \nu(\text{NO}_2)$. Так как получено 4 моль эквивалентов оксида азота (IV), то, следовательно, в реакцию вступило 4 моль эквивалентов O_2 и 4 моль эквивалентов N_2 .

Азот изменяет степень окисления от 0 (в N_2) до +4 (в NO_2) и, так как в его молекуле 2 атома, то вместе они отдают 8 электронов, поэтому

$$M_{\text{эк(N}_2\text{)}} = \frac{M_{\text{N}_2}}{8} = \frac{28}{8} = 3,5 \text{ г/моль.}$$

Находим объем, занимаемый молем

эквивалентов азота (IV):

$$28 \text{ г/моль N}_2 - 22,4 \text{ л}$$

$$3,5 \text{ г/моль N}_2 - x$$

$$x = \frac{3,5 \cdot 22,4}{28} = 2,8 \text{ л.}$$

Так как в реакцию вступило 4 моль эквивалентов N_2 , то их объем составляет $V(N_2) = 2,8 \cdot 4 = 11,2$ л. Зная, что моль эквивалентов кислорода при н. у. занимает объем 5,6 л, рассчитываем объем 4 моль эквивалентов O_2 , вступивших в реакцию: $V(O_2) = 5,6 \cdot 4 = 22,4$ л.

Итак, в реакцию вступило 11,2 л азота и 22,4 л кислорода.

Пример 1.3. Определите молярную массу эквивалентов металла, если из 48,15 г его оксида получено 88,65 г его нитрата.

Решение. Учитывая, что $M_{\text{эк}}(\text{оксида}) = M_{\text{эк}}(\text{металла}) + M_{\text{эк}}(\text{кислорода})$, а $M_{\text{эк}}(\text{соли}) = M_{\text{эк}}(\text{металла}) + M_{\text{эк}}(\text{кислотного остатка})$, подставляем соответствующие данные в закон эквивалентов:

$$\frac{48,15}{88,65} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + M_{\text{эк}}(O)}{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + M_{\text{эк}}(NO_3^-)}; \quad \frac{48,15}{88,65} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + 8}{M_{\text{эк}}(\text{мет}) + 62}; \quad M_{\text{эк}}(\text{мет}) = 56,2$$

г/моль.

Пример 1.4. Вычислите степень окисления хрома в оксиде, содержащем 68,42 % (масс.) этого металла.

Решение. Приняв массу оксида за 100%, находим массовую долю кислорода в оксиде: $100 - 68,42 = 31,58\%$, т.е. на 68,42 частей массы хрома приходится 31,58 частей массы кислорода или на 68,42 г хрома приходится 31,58 г кислорода. Зная, что молярная масса эквивалентов кислорода равна 8 г/моль, определим молярную массу эквивалентов хрома в оксиде по закону эквивалентов:

$$\frac{m_{Cr}}{M_{\text{эк}}(Cr)} = \frac{m_O}{M_{\text{эк}}(O)}; \quad M_{\text{эк}}(Cr) = \frac{m_{Cr} \cdot M_{\text{эк}}(O)}{m_O} = \frac{68,42 \cdot 8}{31,58} = 17,3 \text{ г/моль.}$$

Степень окисления хрома находим из соотношения

$$M_{\text{эк}}(Cr) = \frac{M_{Cr}}{|\text{с. о.}|}, \quad \text{отсюда } |\text{с. о.}| = \frac{M_{Cr}}{M_{\text{эк}}(Cr)} = \frac{52}{17,3} = 3.$$

2. Строение атома

Атом – это наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него электронов. Заряд ядра атома численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе. Так как атом

в целом электронейтрален, то и число электронов, движущихся вокруг ядра атома, равно порядковому номеру. Например, порядковый номер натрия 11. Значит, заряд ядра атома натрия +11. Вокруг ядра размещается 11 электронов с общим отрицательным зарядом –11. Все электроны атома образуют его электронную оболочку, строение которой определяет многие химические свойства элемента.

Электроны имеют двойственную природу: они обладают как свойствами частицы, так и волновыми свойствами. Для движущегося электрона невозможно указать его точное местоположение. Можно лишь определить *вероятность* нахождения электрона в различных частях внутриатомного пространства. *Область пространства, в которой наиболее вероятно нахождение электрона*, называется **атомной орбиталью** (АО).

Состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами. **Главное квантовое число n** *определяет энергию электрона в атоме и размер АО*, т.е. удаленность электрона от ядра. Главное квантовое число n принимает значения целых чисел 1, 2, 3, 4... *Совокупность электронов с одинаковым значением n* называется **энергетическим уровнем**. Наименьшей энергией обладают электроны первого от ядра энергетического уровня ($n=1$); с увеличением n энергия электрона и его удаленность от ядра возрастает. *Состояние атома, когда его электроны находятся на таких энергетических уровнях, что их суммарная энергия является минимальной*, называется **основным** или **невозбужденным**. *Состояния с более высокими значениями энергии* называются **возбужденными**. Энергетические уровни обозначают буквами:

Числовое значение n	1	2	3	4	5	6	7
Буквенное обозначение	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>

Число энергетических уровней в атоме, находящемся в основном состоянии, равно номеру периода, в котором находится элемент.

На одном и том же энергетическом уровне могут находиться атомные орбитали различной формы, отличающиеся друг от друга по энергии. Поэтому энергетические уровни разделяются на подуровни. *Энергию электрона на подуровне и форму атомной орбитали* характеризует **орбитальное квантовое число l** . Значение l зависит от главного квантового числа: l принимает значения от 0 до $(n-1)$, т. е. 0, 1, 2, 3... $(n-1)$. *В пределах*

данного энергетического уровня совокупность электронов, характеризующихся одинаковым значением l , называется **энергетическим подуровнем**. Подуровни обозначают буквами:

Орбитальное квантовое число l	0	1	2	3
Обозначение энергетического подуровня	s	p	d	f

Таким образом, при $l=0, 1, 2, 3$ электроны находятся соответственно на s -, p -, d -, f -подуровнях. Электроны различных подуровней называют s -, p -, d -, f -электронами. В этом случае говорят также о состояниях s -, p -, d -, f -электронов или s -, p -, d -, f -атомных орбиталях.

Число энергетических подуровней в уровне не должно превышать главное квантовое число n . Так, первый уровень ($n=1$) имеет один подуровень (s), второй уровень ($n=2$) – два подуровня (s и p), третий ($n=3$) – три (s, p, d), четвертый ($n=4$) – четыре (s, p, d, f). В оболочках атомов ныне известных элементов электроны застраивают на каждом уровне не более четырех подуровней. Уровни O ($n=5$), P ($n=6$), Q ($n=7$) содержат по четыре подуровня. При данном значении главного квантового числа n наименьшей энергией обладают электроны s -подуровня, затем p -, d -, f -подуровней.

Каждый подуровень составлен из орбиталей, число которых определяется магнитным квантовым числом m_l . **Магнитное квантовое число m_l** определяет возможные ориентации орбитали в пространстве. Оно связано с орбитальным квантовым числом и может принимать целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая ноль. Определенному значению l соответствует $(2l+1)$ возможных значений магнитного квантового числа. Число значений m_l указывает на число атомных орбиталей в подуровне и число возможных направлений, по которым они могут ориентироваться в пространстве.

Для s -подуровня $l=0$ и потому m_l имеет единственное значение: $m_l=0$. Таким образом, на s -подуровне имеется единственная s -орбиталь и она расположена симметрично относительно ядра атома. Для p -подуровня $l=1$ и m_l приобретает три значения: $-1, 0, 1$, т. е. p -подуровень имеет три p -орбитали и они ориентированы по трем осям координат. d -подуровень с $l=2$ имеет пять значений m_l : $-2, -1, 0, 1, 2$ и, следовательно, пять d -орбиталей, которые ориентированы по пяти разным направлениям. f -подуровень с $l=3$

имеет семь значений m_l : $-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$, т. е. семь f -орбиталей. Число ориентаций f -орбиталей равно семи.

Условно АО обозначают в виде квадрата (квантовой ячейки) \square .
 Соответственно для $\square\square\square\square$ s -подуровня имеется одна $\square\square\square$ АО
 \square , для p -подуровня — три АО, для d -
 подуровня пять АО, для f -подуровня семь АО.

Таким образом, электроны в атоме располагаются по энергетическим уровням, удаленность которых от ядра характеризуется значением главного квантового числа n ; уровни состоят из подуровней, число которых для каждого уровня не превышает значение n ; в свою очередь подуровень состоит из орбиталей, количество которых задается числом значений магнитного квантового числа m_l . Квантовые числа n, l, m_l характеризуют орбиталь.

Кроме движения вокруг ядра, электрон вращается вокруг собственной оси. Это движение получило название «спин». **Спиновое квантовое число** m_s характеризует *два возможных направления вращения электрона вокруг собственной оси* (по часовой стрелке или против). Спиновое квантовое число m_s принимает два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Электроны с разными спинами обычно обозначаются противоположно направленными стрелками $\downarrow\uparrow$.

Четыре квантовых числа n, l, m_l, m_s полностью характеризуют состояние электрона в атоме. Согласно **принципу Паули** *в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел*. Принцип Паули определяет максимальное число электронов на одной орбитали, уровне и подуровне. Так как АО характеризуется тремя квантовыми числами n, l, m_l , электроны данной орбитали могут различаться только спиновым квантовым числом m_s . Но m_s может иметь только два значения $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Следовательно, на одной орбитали может находиться не более двух электронов с противоположно направленными спинами $\uparrow\downarrow$. Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется как $2n^2$, а на подуровне — как $2(2l+1)$. Максимальное число электронов, размещающихся на различных уровнях и подуровнях, приведены в табл. 2.1.

Таблица 2.1. Максимальное число электронов на квантовых уровнях и подуровнях

Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Возможные значения магнитного квантового числа m_l	Число АО		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне	на подуровне	на уровне
$K (n=1)$	$s (l=0)$	0	1	1	2	2
$L (n=2)$	$s (l=0)$	0	1	4	2	8
	$p (l=1)$	-1, 0, 1	3		6	
$M (n=3)$	$s (l=0)$	0	1	9	2	18
	$p (l=1)$	-1, 0, 1	3		6	
	$d (l=2)$	-2, -1, 0, 1, 2	5		10	
$N (n=4)$	$s (l=0)$	0	1	16	2	32
	$p (l=1)$	-1, 0, 1	3		6	
	$d (l=2)$	-2, -1, 0, 1, 2	5		10	
	$f (l=3)$	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7		14	

Последовательность заполнения электронами орбиталей осуществляется в соответствии с **принципом минимальной энергии**, согласно которому электроны заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергии орбиталей. Очередность орбиталей по энергии определяется **правилом Клечковского**: увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы $(n+l)$, а при равной сумме $(n+l)$ – в порядке возрастания n .

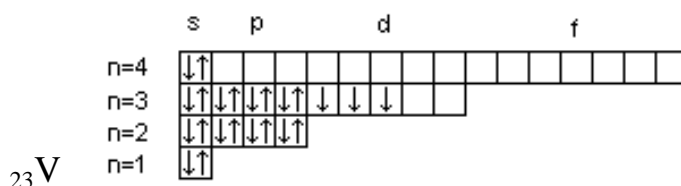
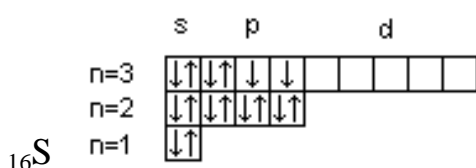
Порядок распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням в оболочке атома называется его **электронной конфигурацией**. При записи электронной конфигурации номер уровня (главное квантовое число) обозначают цифрами 1, 2, 3, 4..., подуровень (орбитальное квантовое число) – буквами s, p, d, f . Число электронов в подуровне обозначается цифрой, которая записывается сверху у символа подуровня. Например, электронная конфигурация атома серы имеет вид: $_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, а ванадия $_{23}\text{V } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$.

Химические свойства атомов определяются, в основном, строением наружных энергетических уровней, которые называются *валентными*. Полностью завершённые энергетические уровни в химическом взаимодействии не участвуют. Поэтому часто для краткости записи электронной конфигурации атома их обозначают символом предшествующего благородного газа. Так, для серы: $[\text{Ne}]3s^23p^4$; для ванадия: $[\text{Ar}]3d^34s^2$. Одновременно сокращённая запись наглядно выделяет валентные электроны, определяющие химические свойства атомов элемента.

В зависимости от того, какой подуровень в атоме заполняется в последнюю очередь, все химические элементы делятся на 4 электронных семейства: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы. Элементы, у атомов которых в последнюю очередь заполняется *s*-подуровень внешнего уровня, называются *s*-элементами. У *s*-элементов валентными являются *s*-электроны внешнего энергетического уровня.

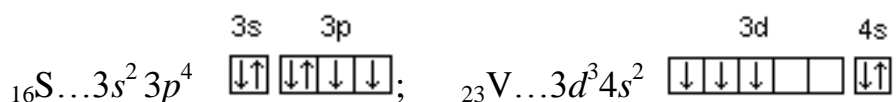
У *p*-элементов последним заполняется *p*-подуровень внешнего уровня. У них валентные электроны расположены на *p*- и *s*-подуровнях внешнего уровня. У *d*-элементов в последнюю очередь заполняется *d*-подуровень предвнешнего уровня и валентными являются *s*-электроны внешнего и *d*-электроны предвнешнего энергетического уровней. У *f*-элементов последним заполняется *f*-подуровень третьего снаружи энергетического уровня.

Электронная конфигурация атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых ячейках, которые являются графическим изображением атомной орбитали. В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположно направленными спинами $\uparrow\downarrow$. Порядок размещения электронов в пределах одного подуровня определяется **правилом Хунда**: *в пределах подуровня электроны размещаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным*. Иными словами, орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами.

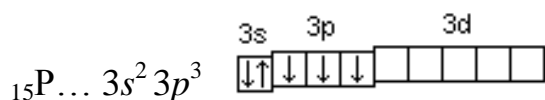


Суммарный спин p -электронов третьего энергетического уровня атома серы равен $\Sigma m_s = \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$; d -электронов атома ванадия – $\Sigma m_s = \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$.

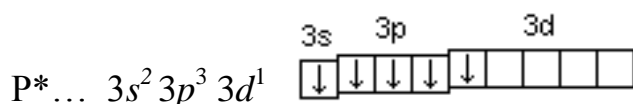
Часто изображают графически не всю электронную формулу, а лишь те подуровни, на которых находятся валентные электроны, например



При графическом изображении электронной конфигурации атома в возбужденном состоянии наряду с заполненными изображают вакантные валентные орбитали. Например, в атоме фосфора на третьем энергетическом уровне имеется одна s -АО, три p -АО и пять d -АО. И электронная конфигурация атома фосфора в основном состоянии имеет вид:



Валентность фосфора, определяемая числом неспаренных электронов, равна 3. При переходе атома в возбужденное состояние происходит распаривание электронов состояния $3s$ и один из электронов с s -подуровня может перейти на d -подуровень:



При этом валентность фосфора меняется с трех (PCl_3) в основном состоянии до пяти (PCl_5) в возбужденном состоянии.

Примеры решения задач

Пример 2.1. Запишите электронную конфигурацию атома титана. Сколько свободных d -орбиталей содержится на предвнешнем энергетическом уровне Ti?

Решение. Порядковый номер титана (Ti) в периодической системе 22. Следовательно, положительный заряд ядра равен +22 и столько же электронов в атоме титана. Поскольку титан находится в 4 периоде, электроны располагаются

на 4-х энергетических уровнях следующим образом: ${}_{22}\text{Ti}$ 2e, 8e, 10e, 2e. Запись электронной конфигурации атома титана по уровням и подуровням имеет вид: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$.

В соответствии с правилом Хунда электроны на d -подуровне у атома титана располагаются следующим образом: $\overset{3d}{\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\cdot}\boxed{\cdot}\boxed{\cdot}\boxed{\cdot}}$.

Очевидно, что на предвнешнем энергетическом уровне атома титана содержится три свободные d -орбитали.

Пример 2.2. Возможно ли наличие в атоме двух электронов с одинаковыми значениями трех квантовых чисел: l , m_l , m_s ? Приведите примеры.

Решение. Да, возможно, это не противоречит принципу Паули. Два электрона, характеризующиеся одинаковыми значениями трех квантовых чисел l , m_l , m_s , должны отличаться главным квантовым числом n . Например, в атоме фтора, электронная конфигурация которого $1s^2 2s^2 2p^5$, для электронов $1s^1$ и $2s^1$ квантовые числа будут иметь следующие значения:

Для $1s^1$ $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = \frac{1}{2}$.

Для $2s^1$ $n = 2$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = \frac{1}{2}$.

Пример 2.3. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше $5d$ или $6s$; $4f$ или $6p$?

Решение. Последовательность заполнения орбиталей осуществляется в соответствии с правилом Клечковского и определяется суммой $(n+l)$. Для подуровня $5d$ сумма $(n+l)$ равна $(5+2) = 7$, для подуровня $6s$ $(6+0) = 6$. В первую очередь заполняются орбитали с меньшей энергией, следовательно, вначале заполняется $6s$, потом $5d$. Для подуровней $4f$ и $6p$ сумма $(n+l)$ одинакова $(4+3) = 7$ и $(6+1) = 7$. При одинаковом значении суммы $(n+l)$ раньше заполняется подуровень с меньшим n , следовательно, $4f$.

Пример 2.4. Запишите электронную конфигурацию ионов Fe^{3+} и S^{2-} .

Решение. Электронная конфигурация атома железа ${}_{26}\text{Fe}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Если атом железа отдаст три электрона, он превратится в ион: $\text{Fe}^0 - 3e \rightarrow \text{Fe}^{3+}$. В первую очередь атом отдает электроны с более высокого энергетического уровня и подуровня. Электронная конфигурация ионов Fe^{3+} имеет вид $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^0$. Электронная конфигурация атома серы ${}_{16}\text{S}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Приняв два электрона $\text{S}^0 + 2e \rightarrow \text{S}^{2-}$, атом серы превращается в ион S^{2-} , электронная конфигурация которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Пример 2.5. Охарактеризуйте квантовыми числами электроны состояния $3p^3$.

Решение. Изобразим графически распределение электронов состояния

$3p^3$: $\overset{3p}{\begin{array}{|c|c|c|} \hline \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ \hline \end{array}}$ $m_l = -1 \ 0 \ 1$. Каждый электрон в атоме характеризуется набором четырех квантовых чисел: n , l , m_l , m_s . Главное квантовое число n обозначается арабской цифрой. Для указанных электронов главное квантовое число n равно 3. Электроны находятся на p -подуровне, следовательно, для всех трех электронов $l=1$. Три электрона находятся на разных орбиталях, которые ориентированы по трем разным направлениям. Ориентацию AO в пространстве определяет магнитное квантовое число m_l , значение которого зависит от орбитального квантового числа l . Если $l=1$, m_l принимает значение -1 , 0 , 1 (значение m_l указано под каждой орбиталью). Спиновое квантовое число m_s принимает значения $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Таким образом, электроны состояния $3p^3$ характеризуются следующими квантовыми числами:

$$n = 3, \ l = 1, \ m_l = -1, \ m_s = \frac{1}{2} \text{ (или } -\frac{1}{2})$$

$$n = 3, \ l = 1, \ m_l = 0, \ m_s = \frac{1}{2} \text{ (или } -\frac{1}{2})$$

$$n = 3, \ l = 1, \ m_l = 1, \ m_s = \frac{1}{2} \text{ (или } -\frac{1}{2})$$

3. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

В 1869 г. Д. И. Менделеев сообщил об открытии **периодического закона**, современная формулировка которого такова: *свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов и определяются периодически повторяющимися однотипными электронными конфигурациями их атомов*. Наглядным выражением закона служит периодическая система Д. И. Менделеева.

Периодическая система состоит из периодов и групп. **Периодом** называется *последовательный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра их атомов, электронная конфигурация которых изменяется от ns^1 до ns^2np^6 (или до ns^2 у первого периода)*. Все периоды начинаются с s -элемента и заканчиваются p -элементом (у первого периода s -элементом). Малые периоды содержат 2 и 8 элементов, большие периоды – 18 и 32 элемента, седьмой период остается незавершенным. Число элементов

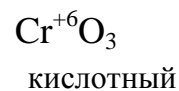
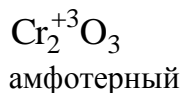
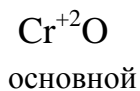
в периодах 2–8–18–32 соответствует максимально возможному числу электронов на соответствующих энергетических уровнях: на первом – 2, на втором – 8, на третьем – 18, на четвертом – 32 электрона. В периодах слева направо ослабевают металлические и усиливаются неметаллические свойства и кислотный характер соединений.

По вертикали в таблице расположено 8 групп, в которых один под другим размещены элементы, обладающие сходными свойствами. Атомы элементов одной и той же группы имеют одинаковое число валентных электронов. Количество валентных электронов в оболочке атома, как правило, равно номеру группы, в которой находится элемент, и определяет высшую степень окисления элемента. Группы делятся на подгруппы – главные и побочные. Подгруппы включают в себя элементы с аналогичными электронными структурами (элементы-аналоги). В главных (А) подгруппах расположены *s*-элементы (I, II группы) и *p*-элементы (III–VIII группы). В атомах элементов главных подгрупп валентные электроны находятся на *s*- и *p*-подуровнях внешнего энергетического уровня и общее их число равно номеру группы. В главных подгруппах при переходе сверху вниз усиливаются металлические свойства, основной характер соединений и их устойчивость в низшей степени окисления. Например, для элементов IV А-группы возможные степени окисления +2 и +4. Для углерода наиболее характерна степень окисления +4, поэтому четырехвалентные соединения углерода устойчивы и не проявляют окислительных свойств. У свинца металлические свойства выражены сильнее, чем у углерода и для него характерна степень окисления +2, вследствие чего соединения свинца со степенью окисления +4 являются окислителями.

В побочных (В) подгруппах располагаются *d*- и *f*-элементы. Валентные электроны в атомах *d*-элементов находятся на *s*-подуровне внешнего и *d*-подуровне предвнешнего энергетических уровней. В побочных подгруппах, кроме подгруппы скандия, при переходе сверху вниз усиливаются неметаллические свойства, кислотный характер соединений и их устойчивость в высшей степени окисления.

d-элементы побочных подгрупп склонны проявлять переменную степень окисления. Характер образуемых ими соединений зависит от степени окисления элемента. Соединения, в которых элемент находится в низшей степени окисления, имеют основной характер, в высшей степени окисления –

кислотный, в промежуточной – амфотерный. Например, хром проявляет степени окисления +2, +3, +6 и характер образуемых им оксидов следующий:



Элементы главных и побочных подгрупп сильно отличаются по своим свойствам. Общими для элементов главных и побочных подгрупп являются формулы высших оксидов и их гидроксидов. У высших оксидов и соответствующих им гидроксидов элементов I–III групп (кроме бора) преобладают основные свойства, IV–VII групп – кислотные

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII
Формула высшего оксида	$\text{Э}_2^{+1}\text{O}^{-2}$	$\text{Э}^{+2}\text{O}$	$\text{Э}_2^{+3}\text{O}_3$	$\text{Э}^{+4}\text{O}_2$	$\text{Э}_2^{+5}\text{O}_5$	$\text{Э}^{+6}\text{O}_3$	$\text{Э}_2^{+7}\text{O}_7$
Формула гидроксида	ЭОН	$\text{Э}(\text{OH})_2$	$\text{Э}(\text{OH})_3$	$\text{H}_2\text{ЭO}_3$	HЭO_3	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	HЭO_4
	<i>основания</i>			<i>кислоты</i>			

Для элементов главных подгрупп общими являются формулы водородных соединений (гидриды)

Подгруппа	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
Формула гидроксида	$\text{Э}^{+1}\text{H}^{-1}$	$\text{Э}^{+2}\text{H}_2^{-1}$	$\text{Э}^{+3}\text{H}_3^{-1}$	$\text{Э}^{+4}\text{H}_4^{-1}$	$\text{Э}^{+3}\text{H}_3^{-1}$	$\text{H}_2^{+1}\text{Э}^{-2}$	$\text{H}^{+}\text{Э}^{-1}$
	<i>твёрдые</i>			<i>газообразные</i>			

Так как электронное строение атомов элементов изменяется периодически, то соответственно периодически изменяются и свойства элементов, определяемые их электронным строением, такие как энергия ионизации, сродство к электрону.

Энергия, необходимая для отрыва электрона от атома, называется **энергией ионизации** ($E_{\text{и}}$). В результате ионизации атом превращается в положительно заряженный ион $\text{Э}^0 - e \rightarrow \text{Э}^+$. $E_{\text{и}}$ выражается в электрон-вольтах (эВ) и является мерой *восстановительной способности* элемента. Чем меньше $E_{\text{и}}$, тем сильнее выражена восстановительная способность элемента. У элементов одного и того же периода при переходе от щелочного металла к

благородному газу заряд ядра постепенно возрастает, а радиус атома уменьшается. Поэтому энергия ионизации постепенно увеличивается, а восстановительные свойства ослабевают. В главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента радиус атома увеличивается, а энергия ионизации уменьшается. Восстановительная активность *s*- и *p*-элементов увеличивается. В побочных подгруппах при увеличении порядкового номера $E_{и}$ увеличивается, восстановительная активность *d*-элементов понижается.

Энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к атому с превращением его в отрицательный ион, называется **сродством к электрону** (E_e). $\text{Э} + e \rightarrow \text{Э}^-$. E_e выражается в эВ и является мерой окислительной способности элемента. Чем больше E_e , тем сильнее выражены окислительные свойства элемента. С увеличением порядкового номера элемента E_e по периодам возрастает, по группам уменьшается. Наибольшим сродством к электрону обладают фтор, кислород, хлор. Они же являются и самими сильными окислителями.

Примеры решения задач

Пример 3.1. Какую высшую и низшую степени окисления проявляют фосфор, сера, хлор? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

Решение. Данные элементы находятся соответственно в VA, VIA, VIIA-группах и имеют электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $3s^23p^3$; $3s^23p^4$; $3s^23p^5$.

Таблица 3.1. Степени окисления фосфора, серы, хлора

Элемент	Степень окисления		Соединения
	высшая	низшая	
P	+5	–3	H_3PO_4 ; PH_3
S	+6	–2	SO_3 ; Na_2S
Cl	+7	–1	HClO_4 ; HCl

Для большинства элементов главных подгрупп высшая степень окисления равна номеру группы, в которой находится элемент, а низшая

степень окисления равна разности $N-8$, где N – номер группы. Ответ на вопрос задачи см. в табл. 3.1.

Пример 3.2. На каком основании марганец и бром расположены в одном периоде (4), одной VII группе, но разных подгруппах – А и В?

Решение. Электронная конфигурация атомов марганца и брома соответственно – ${}_{25}\text{Mn} [\text{Ar}]3d^5 4s^2$; ${}_{35}\text{Br} [\text{Ar}]4s^2 4p^5$. Количество заполняющихся энергетических уровней в атомах указанных элементов равно 4, значит это элементы 4 периода. Сумма валентных электронов у каждого атома равна 7, следовательно, это элементы VII группы. Но валентные электроны атома марганца расположены на $4s$ -подуровне внешнего и d -подуровне предвнешнего уровня, значит, это d -элемент и расположен в побочной подгруппе (В). Валентные электроны атома брома находятся на p - и s -подуровнях внешнего уровня. Следовательно, это p -элемент и расположен в главной подгруппе (А).

Пример 3.3. У какого из элементов четвертого периода – ванадия или мышьяка – сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом?

Решение. Электронные конфигурации атомов данных элементов ${}_{23}\text{V} [\text{Ar}]3d^3 4s^2$; ${}_{33}\text{As} [\text{Ar}]4s^2 4p^3$. Ванадий – d -элемент VB-группы, а мышьяк – p -элемент VA-группы. На внешнем энергетическом уровне у атома ванадия два электрона, а у атома мышьяка – пять. Принадлежность элемента к металлам или неметаллам определяется, в основном, числом электронов на внешнем энергетическом уровне. Атомы металлов на внешнем уровне содержат 1–2, реже 3 электрона. Металлы проявляют только восстановительные свойства и, отдавая свои электроны, переходят в положительно заряженные ионы. Отрицательно заряженных ионов металлы не образуют. Атомы неметаллов на внешнем энергетическом уровне имеют 4–7 электронов. Они могут как принимать электроны, т. е. выступать в качестве окислителей, так и отдавать электроны, т. е. быть восстановителями. У неметаллов окислительная функция выражена сильнее, чем восстановительная. Атомы неметаллов образуют отрицательно заряженные ионы. Таким образом, ванадий, как и все металлы, обладает только восстановительными свойствами, тогда как для мышьяка более свойственны окислительные функции. Общей закономерностью для всех групп, содержащих p - и d -элементы, является преобладание металлических свойств

у *d*-элементов. Следовательно, металлические свойства у ванадия выражены сильнее, чем у мышьяка. Газообразное соединение с водородом образует неметалл мышьяк (As^{-3}H_3).

Пример 3.4. Вычислите молярную массу и назовите элемент, высший оксид которого отвечает формуле ЭO_3 , образует с водородом газообразное соединение, массовая доля водорода в котором 1,54%.

Решение. Вычислим содержание элемента в гидриде, приняв массу гидрида за 100%: $100 - 1,54 = 98,46\%$, т. е. на 98,46 частей массы элемента приходится 1,54 частей массы водорода или на 98,46 г элемента приходится 1,54 г водорода. Зная, что молярная масса эквивалентов водорода равна 1 г/моль, определим молярную массу эквивалентов элемента в гидриде по закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{эл-та}}}{m_{\text{H}}} = \frac{M_{\text{эк(эл-та)}}}{M_{\text{эк(H)}}}; \quad \frac{98,46}{1,54} = \frac{M_{\text{эк(эл-та)}}}{1}; \quad M_{\text{эк(эл-та)}} = 63,9 \text{ г/моль.}$$

Элемент образует высший оксид ЭO_3 , следовательно, он находится в VI группе. Его высшая степень окисления в соединении с кислородом +6, а низшая – в соединении с водородом –2. Находим молярную массу элемента из соотношения: $M_{\text{эк}} = \frac{M}{|\text{с.о.}|}$. $M = 63,9 \cdot 2 = 127,8 \text{ г/моль}$. Следовательно, искомая молярная масса элемента 127,8, а элемент – теллур.

4. Энергетика и направление химических процессов

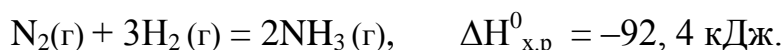
Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением теплоты. *Реакции, протекающие с выделением теплоты в окружающую среду, называются экзотермическими, а с поглощением теплоты – эндотермическими. Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции.*

Тепловой эффект реакции, протекающей в условиях $p=\text{const}$, $T=\text{const}$, равен изменению энтальпии системы ΔH и измеряется в кДж. При экзотермической реакции энтальпия системы уменьшается и $\Delta H < 0$, а при эндотермической – энтальпия системы увеличивается и $\Delta H > 0$.

Если исходные вещества и продукты реакции находятся в стандартном состоянии, то энтальпию реакции называют **стандартной** и обозначают ΔH^0 или ΔH^0_{298} . Верхний индекс отвечает стандартному давлению (101кПа), нижний индекс соответствует стандартной температуре, принятой по международному соглашению, равной 298 К.

Уравнения химических реакций, в которых указаны изменения энтальпии (тепловые эффекты реакций), называются **термохимическими**.

Например, термохимическое уравнение:



показывает, что при взаимодействии 1 моль N_2 и 3 моль H_2 образуется 2 моль NH_3 и выделяется количество теплоты, равное 92,4 кДж.

В основе термохимических расчетов лежит **закон Гесса**: *тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса*. Часто в термохимических расчетах применяют **следствие из закона Гесса**: *энтальпия химической реакции равна сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов реакции*. Например, стандартная энтальпия реакции $a\text{A} + b\text{B} = c\text{C} + d\text{D}$ рассчитывается по формуле:

$$\Delta H^0_{\text{х.р}} = (c\Delta_f H^0_{\text{C}} + d\Delta_f H^0_{\text{D}}) - (a\Delta_f H^0_{\text{A}} + b\Delta_f H^0_{\text{B}}),$$

где $\Delta_f H^0$ – стандартная энтальпия образования соединения.

Стандартной энтальпией образования называется *стандартная энтальпия реакции образования 1 моль сложного вещества из простых веществ, устойчивых при 298 К и давлении 101 кПа*. Обозначается $\Delta_f H^0_{298}$ или $\Delta_f H^0$ (температуру 298 К можно опустить), измеряется в кДж/моль. $\Delta_f H^0$ простых веществ равна нулю.

Направление протекания химической реакции определяет энергия Гиббса (ΔG). При $p = \text{const}$, $T = \text{const}$ реакция самопроизвольно протекает в том направлении, которому отвечает убыль энергии Гиббса. Если $\Delta G < 0$, то реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении. Если $\Delta G > 0$, то самопроизвольное протекание процесса в прямом направлении невозможно. Если $\Delta G = 0$, то реакция может протекать как в прямом направлении, так и в обратном и система находится в состоянии равновесия. Изменение $\Delta G_{\text{х.р}}$ не

зависит от пути процесса и может быть рассчитано по следствию из закона Гесса: *изменение энергии Гиббса в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.* Например, стандартная энергия Гиббса реакции $aA + bB = cC + dD$ рассчитывается по формуле:

$$\Delta G^0_{\text{х.р.}} = (c\Delta_f G^0_{\text{C}} + d\Delta_f G^0_{\text{D}}) - (a\Delta_f G^0_{\text{A}} + b\Delta_f G^0_{\text{B}}),$$

где $\Delta_f G^0$ – стандартная энергия Гиббса образования вещества. Она относится к 1 моль вещества и измеряется в кДж/моль. Энергия Гиббса образования простых веществ равна нулю. $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ имеет ту же размерность, что и энтальпия, и поэтому обычно выражается в кДж.

Изменение стандартной энергии Гиббса химической реакции может быть также вычислено по уравнению:

$$\Delta G^0_{\text{х.р.}} = \Delta H^0_{\text{х.р.}} - T\Delta S^0_{\text{х.р.}},$$

где T – абсолютная температура, $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ – изменение энтропии.

Энтропия – является мерой неупорядоченности состояния системы. Энтропия – это стремление частиц (молекул, ионов, атомов) к хаотическому движению, а системы – к переходу от более упорядоченного состояния к менее упорядоченному. Энтропия возрастает с увеличением движения частиц: при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п. Процессы, связанные с упорядоченностью системы (конденсация, кристаллизация, сжатие, упрочнение связей, полимеризация), сопровождаются уменьшением энтропии. Измеряется энтропия в Дж/моль·К.

Изменение энтропии системы в результате протекания химической реакции (ΔS) (энтропия реакции) равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом суммы энтропий исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов. Изменение энтропии в результате протекания химической реакции $aA + bB = cC + dD$ равно:

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (cS^0_{\text{C}} + dS^0_{\text{D}}) - (aS^0_{\text{A}} + bS^0_{\text{B}})$$

При химическом взаимодействии одновременно изменяется энтальпия, характеризующая стремление системы к порядку, и энтропия, характеризующая стремление системы к беспорядку. Если тенденции к

порядку и беспорядку в системе одинаковы, то $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = T\Delta S^0_{\text{х.р.}}$, что является условием равновесного состояния системы. Если пренебречь изменениями $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ и $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ с увеличением температуры, то можно определить температуру, при которой устанавливается равновесие химической реакции для стандартного состояния реагентов

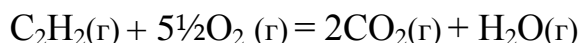
$$T_{\text{равн.}} = \frac{\Delta H^0_{\text{х.р.}}}{\Delta S^0_{\text{х.р.}}}$$

Примеры решения задач

При решении задач этого раздела следует пользоваться табл. 1 приложения.

Пример 4.1. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения ацетилена, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании 10 л ацетилена (н.у.)?

Решение. Реакция горения ацетилена протекает по уравнению:

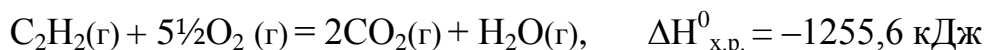


Пользуясь следствием из закона Гесса и справочными данными из табл.1, вычисляем тепловой эффект этой реакции:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (2\Delta_f H^0_{\text{CO}_2} + \Delta_f H^0_{\text{H}_2\text{O}}) - (\Delta_f H^0_{\text{C}_2\text{H}_2} + 5\frac{1}{2}\Delta_f H^0_{\text{O}_2})$$

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = [2(-393,5) + (-241,8)] - (226,8 + 5\frac{1}{2} \cdot 0) = -1255,6 \text{ кДж}$$

Термохимическое уравнение реакции горения ацетилена имеет вид:

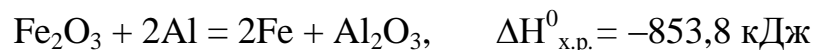


Тепловой эффект обычно относят к одному молю вещества. Следовательно, при сжигании 1 моль C_2H_2 выделяется 1255,6 кДж. Однако, по условию задачи сжигается 10 л ацетилена, что составляет $10 / 22,4 = 0,446$ моль C_2H_2 , где 22,4 л/моль – мольный объем любого газа при нормальных условиях. Таким образом, при сгорании 0,446 моль (10 л) C_2H_2 выделится $0,446 \cdot (-1255,6) = -560$ кДж теплоты.

Пример 4.2. Реакция идет по уравнению $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$.

При восстановлении 48 г Fe_2O_3 выделяется 256,1 кДж теплоты. Вычислите тепловой эффект реакции и стандартную энтальпию образования Fe_2O_3 .

Решение. Число молей Fe_2O_3 , содержащихся в 48 г Fe_2O_3 , составляет $48 / 160 = 0,3$ моль, где 160 г/моль – молярная масса Fe_2O_3 . Так как тепловой эффект относят к 1 моль вещества, то тепловой эффект данной реакции равен $-256,1 / 0,3 = -853,7$ кДж. Запишем термохимическое уравнение этой реакции



Формула для расчета теплового эффекта данной реакции имеет вид:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = (2\Delta_f H_{\text{Fe}}^0 + \Delta_f H_{\text{Al}_2\text{O}_3}^0) - (\Delta_f H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 + 2\Delta_f H_{\text{Al}}^0), \text{ отсюда находим } \Delta_f H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0$$

$$\Delta_f H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 = 2\Delta_f H_{\text{Fe}}^0 + \Delta_f H_{\text{Al}_2\text{O}_3}^0 - 2\Delta_f H_{\text{Al}}^0 - \Delta H_{\text{х.р.}}^0.$$

После подстановки справочных данных из табл. 1 получаем

$$\Delta_f H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 = 2 \cdot 0 - 1676 - 2 \cdot 0 + 853,8 = -822,2 \text{ кДж/моль}$$

Таким образом, тепловой эффект реакции равен $-853,8$ кДж, а $\Delta_f H_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0$ составляет $-822,2$ кДж/моль.

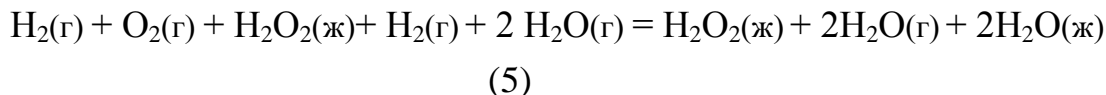
Пример 4.3. Исходя из термохимических уравнений



рассчитайте значение стандартной энтальпии реакции образования $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$.

Решение. Запишем уравнение реакции, тепловой эффект которой необходимо определить: $\text{H}_2(\text{г}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}), \quad \Delta H_{(4)}^0 = ? \quad (4)$

В уравнения (1), (2), (3) входят $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, которые не входят в уравнение (4). Чтобы исключить их из уравнений (1), (2), (3), умножим уравнение (3) на 2 и сложим все три уравнения:



После преобразования уравнения (5) и деления его на 2 получаем искомое уравнение (4). Аналогичные действия сделаем с тепловыми эффектами:

$$\frac{\Delta H_{(1)}^0 + \Delta H_{(2)}^0 + \Delta H_{(3)}^0 \cdot 2}{2} = \Delta H_{(4)}^0.$$

В результате получаем: $\frac{-187 - 297 - 44 \cdot 2}{2} = -286 \text{ кДж};$ т.е. $\Delta_f H_{\text{H}_2\text{O}(\text{ж})}^0$ равна $-286 \text{ кДж/моль}.$

Пример 4.4. Определите температуру, при которой установится равновесие в системе $\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

Решение. Для определения температуры, при которой установится равновесие, воспользуемся уравнением: $T_{\text{равн.}} = \frac{\Delta H^0_{\text{х.р.}}}{\Delta S^0_{\text{х.р.}}}$. Для этого сначала

вычисляем $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ и $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ по формулам:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (\Delta_f H^0_{\text{CaO}} + \Delta_f H^0_{\text{CO}_2}) - \Delta_f H^0_{\text{CaCO}_3},$$

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (S^0_{\text{CaO}} + S^0_{\text{CO}_2}) - S^0_{\text{CaCO}_3}$$

Используя справочные данные из табл.1, получаем

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = [-635,5 + (-393,5)] - (-1207,1) = 178,1 \text{ кДж},$$

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (39,7 + 213,7) - 92,9 = 160,5 \text{ Дж/К или } 0,1605 \text{ кДж/К}$$

Отсюда, температура, при которой устанавливается равновесие:

$$T_{\text{равн}} = 178,1 / 0,1605 = 1109,5 \text{ К}$$

Пример 4.5. Вычислите $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$, $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ и ΔG^0_T реакции, протекающей по уравнению: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{C}(\text{к}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г})$.

Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температуре 298 и 1000 К? Зависимостью $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ и $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ от температуры пренебречь.

Решение. Вычисляем $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ и $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$.

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (3\Delta_f H^0_{\text{CO}} + 2\Delta_f H^0_{\text{Fe}}) - (\Delta_f H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + 3\Delta_f H^0_{\text{C}})$$

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = [3(-110,5) + 2 \cdot 0] - [-822,2 + 3 \cdot 0] = -331,5 + 822,2 = +490,7 \text{ кДж};$$

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (2S^0_{\text{Fe}} + 3S^0_{\text{CO}}) - (S^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + 3S^0_{\text{C}})$$

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 197,5) - (89,9 + 3 \cdot 5,7) = 539,9 \text{ Дж/К или } 0,540 \text{ кДж/К}$$

Энергию Гиббса при соответствующих температурах находим из соотношения

$$\Delta G^0_{\text{х.р.}} = \Delta H^0_{\text{х.р.}} - T\Delta S^0_{\text{х.р.}}$$

$$\Delta G^0_{298} = 490,7 - 298 \cdot 0,540 = +329,8 \text{ кДж}$$

$$\Delta G^0_{1000} = 490,7 - 1000 \cdot 0,540 = -49,3 \text{ кДж}$$

Так как $\Delta G^0_{298} > 0$, а $\Delta G^0_{1000} < 0$, то восстановление Fe_2O_3 углеродом возможно при 1000 К и невозможно при 298 К.

5. Химическая кинетика и равновесие

Химическая кинетика – раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций. **Скоростью химической реакции** называют *изменение количества вещества в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций)*. Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, присутствия катализаторов.

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается **законом действия масс**: *при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ*. Для реакции $nA + mB = gAB$ математическое выражение закона действия масс имеет вид

$$v = kC_A^n C_B^m,$$

где v – скорость химической реакции; C_A и C_B – концентрации реагирующих веществ; n , m – коэффициенты в уравнении реакции; k – константа скорости реакции. Значение константы скорости не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит от их природы и температуры.

В случае гетерогенных реакций концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому не включаются в уравнение закона действия масс. Например, для реакции горения углерода

$C(к) + O_2(г) = CO_2(г)$ закон действия масс запишется так: $v = kC_{O_2}$

При повышении температуры скорость химических реакций увеличивается. Согласно **правилу Вант-Гоффа**: *при повышении температуры на 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2-4 раза*

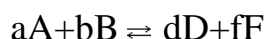
$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_2 и v_1 – скорость реакции при температурах T_2 и T_1 ; γ – температурный коэффициент скорости реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов.

Химические реакции делятся на необратимые и обратимые. Необратимые реакции протекают только в прямом направлении – до полного

израсходования одного из реагирующих веществ. Обратимые реакции протекают как в прямом, так и в обратном направлениях, при этом ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью.

Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется химическим равновесием. Концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными. Для обратимых процессов закон действия масс может быть сформулирован в следующем виде: отношение произведения концентраций продуктов реакции в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, является величиной постоянной при данной температуре. Эта величина называется константой равновесия. Равновесные концентрации принято обозначать не символом «С», а формулой вещества, помещенной в квадратные скобки, например, $C_A^2 = [A]^2$, а константу равновесия, выражаемую через концентрации – K_C . Для обратимой реакции



математическое выражение закона действия масс имеет вид

$$K_C = \frac{[D]^d [F]^f}{[A]^a [B]^b}$$

Если реакция протекает между газами, то вместо концентраций можно пользоваться парциальным давлением газов, и константа равновесия в этом случае обозначается символом K_P .

$$K_P = \frac{P_D^d P_F^f}{P_A^a P_B^b}$$

K_P и K_C связаны между собой соотношением $K_P = K_C (RT)^{\Delta \nu}$, где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/ моль·К; T – абсолютная температура; $\Delta \nu$ – разность между числом молей газообразных веществ в правой и левой частях уравнения. Например, для реакции $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$

$$\Delta \nu = 2 - 4 = -2 \quad K_P = K_C (RT)^{-2}$$

В реакциях, протекающих без изменения объема, $K_P = K_C$.

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока условия равновесия, при которых оно установилось, сохраняются постоянными. При изменении условий равновесия прямая и обратная реакция начинают

протекать с разными скоростями и равновесие нарушается. Через некоторое время скорости прямой и обратной реакции сравниваются и в системе вновь наступит равновесие, но уже с новыми равновесными концентрациями всех веществ. *Переход системы из одного равновесного состояния в другое называется смещением равновесия.* Направление смещения равновесия определяется **принципом Ле Шателье**: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия.*

При увеличении концентрации исходных веществ или уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону продуктов реакции. При увеличении концентраций продуктов реакции или уменьшении концентраций исходных веществ равновесие смещается в сторону исходных веществ.

Когда в реакциях участвуют газы, равновесие может нарушиться при изменении давления. При увеличении давления в системе равновесие смещается в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молекул газа, т.е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с возрастанием числа молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления.

При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической, при понижении – в направлении экзотермической реакции.

Примеры решения задач

Пример 5.1. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2A + B = D$. Начальные концентрации составляют: $C_A = 5$ моль/л, $C_B = 3,5$ моль/л. Константа скорости равна 0,4. Вычислите скорость реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 60% вещества А.

Решение. По закону действия масс $v = kC_A^2C_B$. В начальный момент скорость $v_1 = 0,4 \cdot 5^2 \cdot 3,5 = 35$. По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 60% вещества А, т. е. концентрация вещества А станет равной $5 \cdot 0,6 = 3$ моль/л. Значит, концентрация А уменьшилась на $5 - 3 = 2$ моль/л. Так как А и В взаимодействуют между собой в соотношении

2:1, то концентрация вещества В уменьшилась на 1 моль и стала равной $3,5 - 1 = 2,5$ моль/л. Следовательно, $v_2 = 0,4 \cdot 3^2 \cdot 2,5 = 9$.

Пример 5.2. При 323 К некоторая реакция заканчивается за 30 с. Определите, как изменится скорость реакции и время ее протекания при 283 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

Решение. По правилу Вант-Гоффа находим, во сколько раз изменится скорость реакции:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^{\frac{283 - 323}{10}} = 2^{-4} = \frac{1}{16}.$$

Скорость реакции уменьшается в 16 раз. Скорость реакции и время ее протекания связаны обратно пропорциональной зависимостью. Следовательно, время протекания данной реакции увеличится в 16 раз и составит $30 \cdot 16 = 480 \text{ с} = 8 \text{ мин}$.

Пример 5.3. При некоторой температуре в системе $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$

равновесные концентрации составляли (моль/л): $[\text{N}_2] = 1,5$; $[\text{H}_2] = 1,7$; $[\text{NH}_3] = 2,6$.

Вычислите константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

Решение. Константа равновесия данной реакции выражается уравнением

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}. \text{ Подставляя данные задачи, получаем } K_c = \frac{(2,6)^2}{1,5 \cdot (1,7)^3} = 0,92.$$

Исходные концентрации азота и водорода находим на основе уравнения реакции. Согласно уравнению реакции на образование 2 моль NH_3 расходуется 1 моль N_2 . По условию задачи образовалось 2,6 моль NH_3 , на что израсходовалось 1,3 моль N_2 . Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его исходную концентрацию $C_{\text{N}_2} = 1,5 + 1,3 = 2,8$ моль/л.

По уравнению реакции на образование 2 моль NH_3 необходимо 3 моль H_2 , а для получения 2,6 моль NH_3 требуется $3 \cdot 2,6 / 2 = 3,9$ моль H_2 . Исходная концентрация водорода равна $C_{\text{H}_2} = 1,7 + 3,9 = 5,6$ моль/л. Таким образом, $K_c = 0,92$, исходные концентрации составляли $C_{\text{N}_2} = 2,8$ моль/л, $C_{\text{H}_2} = 5,6$ моль/л.

Пример 5.4. Реакция протекает по уравнению $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{D} + \text{F}$. Определите равновесные концентрации реагирующих веществ, если

исходные концентрации веществ А и В соответственно равны 2 и 1,2 моль/л, а константа равновесия реакции $K_C = 1$.

Решение. Так как все вещества в данной реакции реагируют в одинаковых соотношениях, обозначим изменение концентрации всех реагирующих веществ через x . К моменту установления равновесия образовалось x моль D и x моль F и соответственно $[D] = x$; $[F] = x$. По уравнению реакции на столько же уменьшились концентрации А и В, т. е. $[A] = 2 - x$; $[B] = 1,2 - x$. Подставим равновесные концентрации в выражение константы равновесия

$$K_C = \frac{[D][F]}{[A][B]} ; \quad 1 = \frac{x \cdot x}{(2-x)(1,2-x)} ; \quad x = 0,75.$$

Отсюда равновесные концентрации равны: $[D] = 0,75$ моль/л; $[F] = 0,75$ моль/л; $[A] = 2 - 0,75 = 1,25$ моль/л; $[B] = 1,2 - 0,75 = 0,45$ моль/л.

Пример 5.5. Объемный состав реакционной газовой смеси в момент равновесия для реакции $2A \rightleftharpoons 2B + D$ был следующий: 89% А; 7% В; 4% D. Найдите K_P и K_C для этой реакции, если общее давление в системе при температуре 900 К равно 10^5 Па.

Решение. Для реакции, протекающих между газами, при вычислении константы равновесия удобно пользоваться парциальными давлениями реагирующих веществ. Парциальным давлением газа в смеси называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси. Общее давление смеси газов равно сумме парциальных давлений газов.

Для данной реакции парциальные давления составляют $P_A = 0,89 \cdot 10^5$ Па, $P_B = 0,07 \cdot 10^5$ Па, $P_D = 0,04 \cdot 10^5$ Па. Подставляем эти значения в выражение константы равновесия:

$$K_P = \frac{P_B^2 P_D}{P_A^2} = \frac{(0,07 \cdot 10^5)^2 \cdot 0,04 \cdot 10^5}{(0,89 \cdot 10^5)^2} = 24,74$$

K_C рассчитываем по уравнению: $K_P = K_C \cdot (RT)^\nu$. Так как для данной реакции

$$\Delta \nu = 3 - 2 = 1, \text{ то } K_C = \frac{K_P}{RT} = \frac{24,74}{8,314 \cdot 900} = 0,0033 = 3,3 \cdot 10^{-3}. \text{ Таким образом,}$$

$$K_P = 24,74; \quad K_C = 3,3 \cdot 10^{-3}.$$

Пример 5.6. Реакция протекает по уравнению $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. В каком направлении сместится химическое равновесие, если объем системы уменьшить в 3 раза?

Решение. В начальный момент времени скорости прямой и обратной реакции были следующие:

$$V_{\text{пр}} = \kappa_1 C_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2} \quad v_{\text{обр}} = \kappa_2 C_{\text{SO}_3}^2.$$

При уменьшении объема в 3 раза концентрации всех веществ увеличатся в 3 раза. После увеличения концентрации скорость прямой реакции стала

$$V_{\text{пр}} = \kappa_1 \cdot (3 C_{\text{SO}_2})^2 \cdot (3 C_{\text{O}_2}) = \kappa_1 \cdot 9 C_{\text{SO}_2}^2 \cdot 3 C_{\text{O}_2} = 27 \kappa_1 C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2}, \text{ т. е. возросла в 27}$$

$$\text{раз; а скорость обратной } v_{\text{обр}} = \kappa_2 \cdot (3 C_{\text{SO}_3})^2 = \kappa_2 \cdot 9 C_{\text{SO}_3}^2 = 9 \kappa_2 C_{\text{SO}_3}^2, \text{ т. е.}$$

возросла в 9 раз. Следовательно, равновесие сместится в сторону прямой реакции (вправо).

Пример 5.7. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{D}$, если повысить температуру на 30° ? Температурные коэффициенты скорости прямой и обратной реакции соответственно равны 2 и 3.

Решение. При повышении температуры на 30° скорость прямой реакции возрастет в $\frac{V_{2\text{пр}}}{V_{1\text{пр}}} = \gamma_{\text{пр}}^{\frac{\Delta T}{10}} = 2^3 = 8$ раз, а скорость обратной в

$$\frac{V_{2\text{обр}}}{V_{1\text{обр}}} = \gamma_{\text{обр}}^{\frac{\Delta T}{10}} = 3^3 = 27 \text{ раз. Так как скорость обратной реакции возросла в 27}$$

раз, а скорость прямой в 8 раз, то равновесие этой реакции при повышении температуры сместится в сторону обратной реакции (влево).

Пример 5.8. Как изменятся скорости прямой и обратной реакции, если в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ уменьшить давление в 2 раза? Произойдет ли при этом смещение равновесия? Если да, то в какую сторону?

Решение. До уменьшения давления выражения для скорости прямой и обратной реакции имели вид: $V_{\text{пр}} = \kappa_1 C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2} \quad v_{\text{обр}} = \kappa_2 C_{\text{NO}_2}^2$

При уменьшении давления в 2 раза концентрации всех реагирующих веществ уменьшаются в 2 раза, так как общий объем системы увеличивается в 2 раза.

Тогда

$$v'_{\text{пр}} = \kappa_1 \left(\frac{1}{2} C_{\text{NO}}\right)^2 \cdot \left(\frac{1}{2} C_{\text{O}_2}\right) = \frac{1}{8} \kappa_1 C_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$$

$$v'_{\text{обр}} = \kappa_2 \left(\frac{1}{2} C_{\text{NO}_2}\right)^2 = \frac{1}{4} \kappa_2 C_{\text{NO}_2}^2.$$

В результате уменьшения давления скорость прямой реакции уменьшилась в 8 раз, а скорость обратной в 4 раза. Таким образом, скорость обратной реакции будет в 2 раза больше, чем прямой и смещение равновесия произойдет в сторону обратной реакции, т. е. в сторону разложения NO_2 .

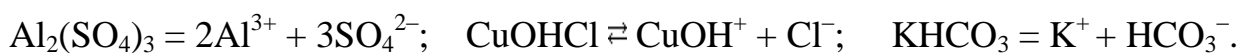
6. Ионно-молекулярные реакции обмена

Ионные уравнения реакций обмена отражают состояние электролита в растворе. **Электролиты** – это вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток. Распад молекул вещества на ионы называется **электролитической диссоциацией**. К электролитам относятся кислоты, основания, соли. **Кислоты** – это электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием катионов водорода $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$. **Основания** – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Существуют электролиты, которые могут диссоциировать по типу кислоты и по типу основания. Такие электролиты называются **амфотерными**. К ним относятся гидроксиды амфотерных элементов, а также гидроксиды металлов, находящихся в промежуточной степени окисления, например, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и многие другие. Диссоциацию растворенной части амфотерного гидроксида по обоим типам можно представить следующей схемой:



В насыщенном водном растворе амфотерного гидроксида ионы H^+ , RO^- и R^+ , OH^- находятся в состоянии равновесия, поэтому амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами и с основаниями. При добавлении кислоты равновесие смещается в сторону диссоциации по типу основания, при добавлении основания – в сторону диссоциации по типу кислоты.

Соли – электролиты, которые при растворении в воде диссоциируют, отщепляя положительные ионы, отличные от ионов водорода, и отрицательные ионы, отличные от гидроксид-ионов, например:



По способности к диссоциации электролиты делят на сильные и слабые. У сильных электролитов в растворе диссоциируют на ионы практически все молекулы, у слабых – лишь часть молекул. К сильным электролитам относятся почти все соли, основания щелочных и щелочноземельных металлов, а из важнейших кислот HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HMnO_4 . К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты, например, CH_3COOH , неорганические соединения H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , HCN , HNO_2 , H_3PO_4 , HF , NH_4OH , H_2O и другие.

Реакции в растворах электролитов протекают между ионами и идут практически необратимо, если в результате реакции образуются осадки, газы и слабые электролиты. Обычно такие реакции изображаются при помощи ионно-молекулярных уравнений, в которых осадки, газы, слабые электролиты пишутся в виде молекул, хорошо растворимые сильные электролиты – в виде ионов. Одинаковые ионы из обеих частей уравнения исключаются.

Рассмотрим типичные варианты реакций в растворах электролитов.

а) $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}\downarrow$ – молекулярное уравнение

$3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- + \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- = \text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^- + 3\text{AgCl}\downarrow$ – полное ионное уравнение

$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ – сокращенное ионное уравнение

б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

в) $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

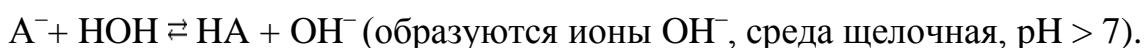
$\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

Ионообменные реакции могут проходить между молекулами воды и ионами растворенной соли, что приводит к процессу гидролиза. *Гидролиз – это обменное взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабого электролита и сопровождается изменением pH-среды.* Суть гидролиза заключается в следующем. При внесении в воду солей, в состав которых входят анионы слабых кислот или катионы слабых оснований, эти ионы связываются с ионами H^+ или OH^- из воды с

образованием слабого электролита, в результате чего нарушается равновесие электролитической диссоциации воды $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. В растворе накапливаются ионы H^+ или OH^- , сообщая полученному раствору кислую или щелочную реакцию. Катионы сильных оснований и анионы сильных кислот не образуют с ионами воды слабых электролитов, поэтому соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Таким образом, гидролизу подвергаются соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой; слабой кислотой и сильным основанием; слабым основанием и слабой кислотой. В таком случае в растворе могут устанавливаться следующие равновесия:

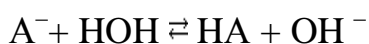
а) при гидролизе аниона (A^-) слабой кислоты:



б) при гидролизе катиона (B^+) слабого основания:



в) при гидролизе катиона слабого основания и аниона слабой кислоты:

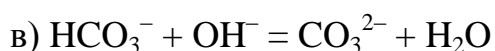
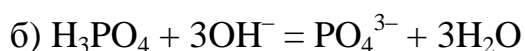


$\text{B}^+ + \text{HON} \rightleftharpoons \text{BON} + \text{H}^+$ (образуются ионы H^+ и OH^- , среда близка к нейтральной, $\text{pH} \approx 7$).

Гидролиз солей, образованных многоосновными кислотами или многокислотными основаниями, протекает ступенчато, причем преимущественно по первой ступени с образованием кислых или основных солей. Введение дополнительного количества ионов H^+ или OH^- в равновесную систему может усилить или подавить процесс гидролиза в соответствии с принципом Ле Шателье.

Примеры решения задач

Пример 6.1. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения:



Решение. При решении подобных заданий следует пользоваться табл. 2 приложения.

В левой и правой частях данных ионно-молекулярных уравнений указаны ионы, которые образуются при диссоциации сильных электролитов.

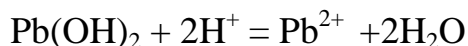
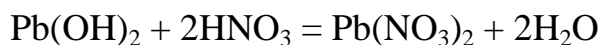
Следовательно, при составлении молекулярных уравнений следует исходить из соответствующих растворимых сильных электролитов. Например:



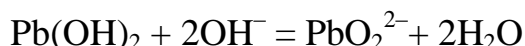
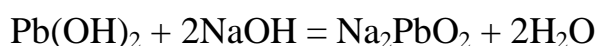
Пример 6.2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, подтверждающие амфотерный характер гидроксида свинца.

Решение. Амфотерные электролиты могут диссоциировать по типу кислоты и основания, поэтому $\text{Pb}(\text{OH})_2$ может растворяться как в кислоте, так и в щелочи, образуя соответствующие соли:

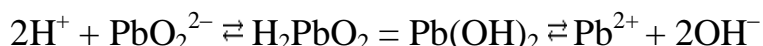
а) растворение $\text{Pb}(\text{OH})_2$ в кислоте



б) растворение $\text{Pb}(\text{OH})_2$ в щелочи

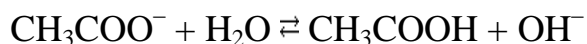


В случае (а) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ выполняет роль основания, поставляя в раствор гидроксид-ионы для образования молекул воды. В случае (б) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ выполняет роль кислоты ($\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{H}_2\text{PbO}_2$), поставляя в раствор катионы водорода. Схема диссоциации $\text{Pb}(\text{OH})_2$ выглядит так:

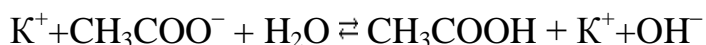


Пример 6.3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: CH_3COOK , K_2S , CuSO_4 .

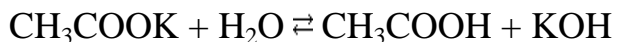
Решение. а) Ацетат калия – соль слабой кислоты и сильного основания. При растворении в воде ацетат калия диссоциирует на ионы K^+ и анионы CH_3COO^- . Катионы K^+ не могут связывать анионы OH^- , так как KOH – сильный электролит. Ионы CH_3COO^- , связываясь с катионами H^+ воды, образуют слабую кислоту CH_3COOH . Гидролиз идет по аниону слабой кислоты. Сокращенное ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



Для написания уравнения реакции в полной ионной форме прибавим к левой и правой частям уравнения ионы, не претерпевающие в результате гидролиза ни- каких изменений. В рассматриваемом примере – это катионы калия.

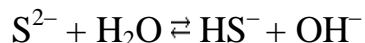


молекулярное уравнение:

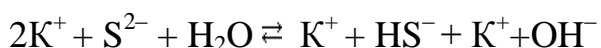


В растворе появляется избыток ионов OH^- , поэтому раствор имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

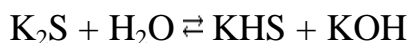
б) Сульфид калия – соль двухосновной слабой кислоты и сильного основания. Анионы слабой кислоты S^{2-} связывают ионы водорода из воды, образуя анионы кислой соли HS^- . Соль гидролизуеться по аниону. Сокращенное ионно-молекулярное уравнение:



полное ионно-молекулярное уравнение:

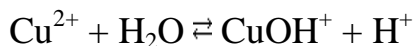


молекулярное уравнение:



Появление избыточного количества ионов OH^- обуславливает щелочную реакцию среды ($\text{pH} > 7$).

в) Сульфат меди – соль слабого двухкислотного основания и сильной кислоты. Гидролиз такой соли идет по катиону слабого основания с образованием катионов основной соли CuOH^+ . Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



полное ионно-молекулярное уравнение:



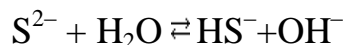
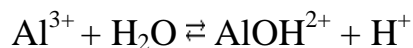
молекулярное уравнение:



В растворе накопились катионы водорода, которые создадут кислую реакцию среды ($\text{pH} < 7$).

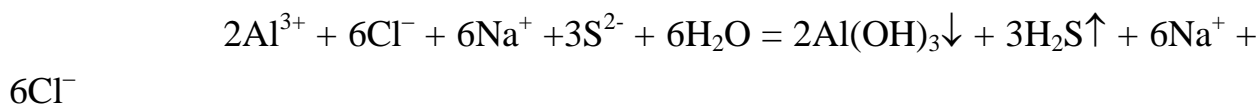
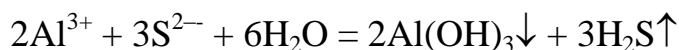
Пример 6.4. Какие продукты получатся при смешивании растворов AlCl_3 и Na_2S ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярное уравнение реакции.

Решение. Соль AlCl_3 гидролизуеться по катиону, Na_2S – по аниону:



Образующиеся ионы H^+ и OH^- связываются в молекулы слабого электролита H_2O , сдвигая гидролитическое равновесие вправо. Гидролиз идет до конца с

образованием $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S . Ионно-молекулярные и молекулярное уравнение имеют вид:

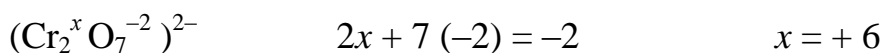
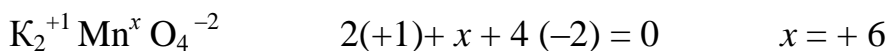


7. Окислительно-восстановительные реакции

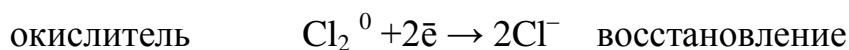
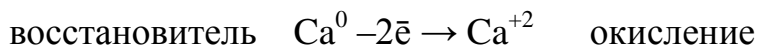
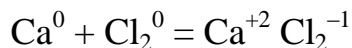
Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называются **окислительно-восстановительными**. Под степенью окисления (с.о.) понимают заряд элемента в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов. Определение степени окисления проводят, используя следующие положения:

1. Степень окисления элемента в простом веществе, например, в Zn , Ca , H_2 , Br_2 , S , O_2 равна нулю.
2. Степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2 . Исключения составляют пероксиды $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ и фторид кислорода O^{+2}F_2 .
3. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна $+1$, за исключением солеобразных гидридов, например, $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$.
4. Постоянную степень окисления имеют щелочные металлы ($+1$); щелочноземельные металлы, бериллий и магний ($+2$); фтор (-1).
5. Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в нейтральной молекуле равна нулю, в сложном ионе – заряду иона.

В качестве примера рассчитаем с.о. марганца в соединении K_2MnO_4 и хрома в анионе $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$



Любую окислительно-восстановительную реакцию можно разделить на две полуреакции: окисление и восстановление, например



Окисление – процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением степени окисления элемента. **Восстановление** – процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления элемента. Окисление и восстановление – взаимосвязанные процессы, протекающие одновременно. **Окислителями** называют вещества (атомы, молекулы или ионы), которые в процессе реакции присоединяют электроны, **восстановителями** – вещества, отдающие электроны.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярный, внутримолекулярный и диспропорционирования. В межмолекулярных реакциях окислитель и восстановитель содержатся в разных молекулах. В случае внутримолекулярных реакций окислитель и восстановитель находятся внутри одной молекулы. В реакциях диспропорционирования один и тот же элемент является окислителем и восстановителем, т.е. сам себя окисляет и восстанавливает, находясь при этом в составе одной молекулы.

Примеры решения задач

Пример 7.1. Исходя из степени окисления азота в соединениях NH_3 , KNO_2 , KNO_3 , определите, какое из них может быть только восстановителем, только окислителем и какое из них может проявлять и окислительные и восстановительные свойства?

Решение. Возможные степени окисления азота: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5$. В указанных соединениях с.о. азота равны: -3 (низшая), $+3$ (промежуточная), $+5$ (высшая). Следовательно, NH_3 – только восстановитель, KNO_2 – и окислитель и восстановитель, KNO_3 – только окислитель.

Пример 7.2. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) HBr и H_2S ; б) MnO_2 и HCl ; в) MnO_2 и NaBiO_3 ?

Решение. а) Степень окисления в HBr с.о. (Br) = -1 (низшая); в H_2S с.о. (S) = -2 (низшая). Так как бром и сера находятся в низшей степени окисления, то они могут проявлять только восстановительные свойства и реакция между ними невозможна; б) в MnO_2 с.о. (Mn) = $+4$ (промежуточная); в HCl с.о. (Cl) = -1 (низшая). Следовательно, взаимодействие этих веществ

возможно, причем MnO_2 является окислителем; в) в MnO_2 с.о. (Mn) = +4 (промежуточная); в NaBiO_3 с.о. (Bi) = +5 (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать. MnO_2 в этом случае будет восстановителем.

Пример 7.3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:

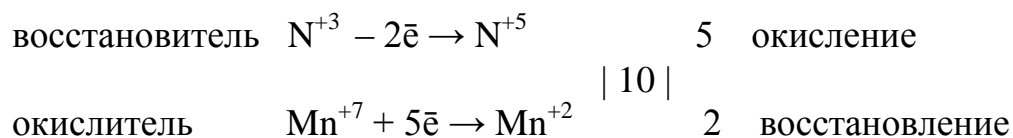


Определите окислитель и восстановитель. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты.

Решение. Определяем степени окисления тех элементов, которые ее изменяют:



Составляем электронные уравнения процессов окисления и восстановления, определяем окислитель и восстановитель:

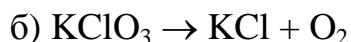


Уравниваем реакцию методом электронного баланса, суть которого заключается в том, что *общее число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем*. Находим общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов. В приведенной реакции оно равно 10. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не меняют свои степени окисления, находим подбором.

Уравнение реакции будет иметь вид:

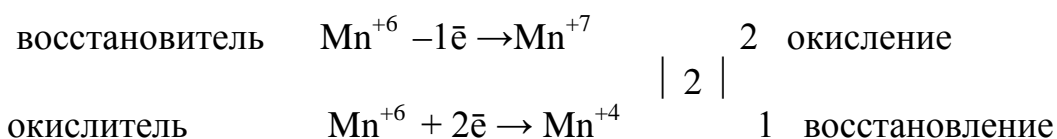
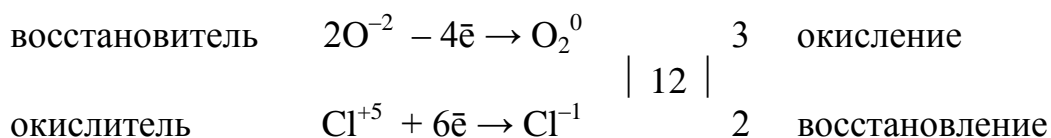
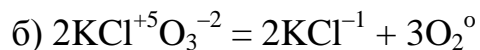
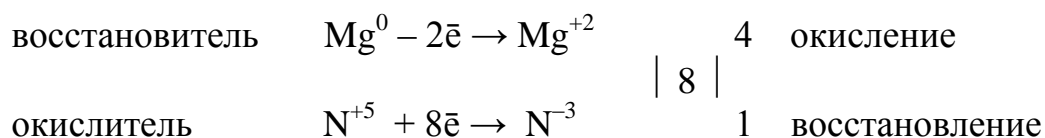
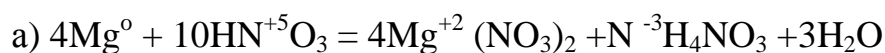


Пример 7.4. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, идущих по схемам:



В каждой реакции определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты, укажите тип каждой реакции.

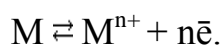
Решение. Составляем уравнения реакций:



Как видно из представленных уравнений в реакции (а) окислитель и восстановитель – разные элементы в молекулах двух разных веществ, значит, данная реакция относится к типу межмолекулярных окислительно-восстановительных реакций. В реакции (б) окислитель – хлор и восстановитель – кислород содержатся в одной молекуле – реакция внутримолекулярная. В реакции (в) роль окислителя и восстановителя выполняет марганец, следовательно, это реакция диспропорционирования.

8. Электродные потенциалы. Гальванические элементы

При погружении металла в воду или раствор его соли атомы металла, находящиеся на поверхности, превращаются в ионы и, гидратируясь, переходят в раствор. При этом электроны, остающиеся на металле в избытке, заряжают его поверхностный слой отрицательно. В то же время гидратированные ионы металла, находящиеся в растворе, отбирая у металлической пластинки электроны, образуют атомы металла, которые становятся частью кристаллической решетки. Этот процесс приводит к дефициту электронов и возникновению на пластинке положительного заряда. Таким образом, между металлическим электродом и раствором устанавливается равновесие



В зависимости от того, какой из двух рассматриваемых процессов

преобладает в приведенном равновесии, находится знак и величина заряда поверхности металла.

Электрическое поле, возникающее вокруг электрода, вызывает неравномерное распределение ионов в растворе вблизи электрода. Если металлическая пластинка заряжена отрицательно, то к ней притягиваются катионы из раствора и раствор вблизи поверхности заряжается положительно. Если поверхность металла заряжена положительно, наблюдается обратная картина.

Таким образом, на границе металл – раствор образуется двойной электрический слой и возникает определенный скачок потенциала. *Разность потенциалов, которая возникает на границе металл – раствор*, называется **электродным потенциалом**. Абсолютное значение электродного потенциала измерить невозможно. Поэтому электродные потенциалы определяют относительно стандартного водородного электрода, потенциал которого условно принят за ноль.

Разность потенциалов между металлом, погруженным в раствор своей соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л, и стандартным водородным электродом называется **стандартным электродным потенциалом металла**. Обозначается φ^0 , измеряется в вольтах (В). Значения некоторых стандартных электродных потенциалов приведены в табл. 8.1.

Расположенные в порядке увеличения стандартного электродного потенциала металлы образуют **ряд напряжений металлов**. Положение металла в ряду напряжений определяет относительную окислительно-восстановительную способность металла и его ионов. Чем меньшее значение имеет стандартный электродный потенциал металла, тем более сильным восстановителем он является. Чем больше потенциал металлического электрода, тем более высокой окислительной способностью обладают его ионы. Каждый металл способен вытеснять из растворов солей только те металлы, которые имеют большее значение электродного потенциала – более активный металл замещает менее активный.

*Таблица 8.1. Стандартные электродные потенциалы (φ^0) при 25°С
и электродные реакции для некоторых металлов*

Электрод	Электродная реакция	φ^0 , В	Электрод	Электродная реакция	φ^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + \bar{e} = Li	–3,045	Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2 \bar{e} = Cd	–0,403
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + \bar{e} = Rb	–2,925	Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2 \bar{e} = Co	–0,277
K ⁺ /K	K ⁺ + \bar{e} = K	–2,924	Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2 \bar{e} = Ni	–0,250
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + \bar{e} = Cs	–2,923	Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2 \bar{e} = Sn	–0,136
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2 \bar{e} = Ba	–2,906	Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2 \bar{e} = Pb	–0,126
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2 \bar{e} = Ca	–2,866	Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3 \bar{e} = Fe	–0,036
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + \bar{e} = Na	–2,714	2H⁺/H₂	2H⁺ + 2\bar{e} = H₂	0,000
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2 \bar{e} = Mg	–2,363	Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3 \bar{e} = Bi	+0,215
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3 \bar{e} = Al	–1,662	Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2 \bar{e} = Cu	+0,337
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2 \bar{e} = Ti	–1,628	Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + \bar{e} = Ag	+0,799
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2 \bar{e} = Mn	–1,180	Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2 \bar{e} = Hg	+0,854
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2 \bar{e} = Zn	–0,763	Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2 \bar{e} = Pt	+1,190
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3 \bar{e} = Cr	–0,744	Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3 \bar{e} = Au	+1,498
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2 \bar{e} = Fe	–0,440	Au ⁺ /Au	Au ⁺ + \bar{e} = Au	+1,691

Последовательность металлов в ряду напряжений сохраняется только для стандартной температуры (25 °С) и концентрации ионов металла в растворе 1моль/л. При других концентрациях электролита электродный потенциал рассчитывается по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

где φ^0 - стандартный электродный потенциал, n – число электронов, участвующих в электродной реакции; С – концентрация ионов металла в растворе (моль/л).

Если два электрода, погруженные в растворы электролитов, соединить металлическим проводником, образуется гальванический элемент. **Гальваническими элементами** называют *устройства, в которых химическая энергия окислительно-восстановительных процессов преобразуется в электрическую энергию.*

Так, реакция $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$ в электрохимическом варианте является основой гальванического элемента Даниэля – Якоби, схема

которого $(-)\text{Zn}|\text{ZnSO}_4||\text{CuSO}_4|\text{Cu}(+)$ отражает систему обозначений для гальванических элементов. Слева записывается анод $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$ – электрод, имеющий меньшее значение электродного потенциала, отрицательный полюс (–), на нем протекает процесс окисления – анодная реакция: $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$. Справа – катод $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ – электрод, имеющий большее значение электродного потенциала, положительный полюс (+), на нем протекает процесс восстановления – катодная реакция: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$. Одна вертикальная черта изображает фазовый раздел между металлом и раствором электролита. Двойная вертикальная линия отделяет анодное пространство от катодного.

Суммарная реакция, протекающая в гальваническом элементе, называется токообразующей. В случае элемента Даниэля – Якоби токообразующая реакция имеет вид $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$.

Максимальная разность потенциалов электродов, которая может быть получена при работе гальванического элемента, называется электродвижущей силой (ЭДС). Обозначается E , измеряется в вольтах. ЭДС элемента равна разности потенциалов катода и анода: $E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}$

Стандартная ЭДС равна разности стандартных электродных потенциалов катода и анода: $E^0 = \varphi_{\text{к}}^0 - \varphi_{\text{а}}^0$. Так, для элемента Даниэля – Якоби стандартная ЭДС равна: $E^0 = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = +0,337 - (-0,763) = +1,100 \text{ В}$.

Окислительно-восстановительная реакция, характеризующая работу гальванического элемента, протекает в направлении, в котором ЭДС имеет положительное значение. В этом случае $\Delta G_{\text{х.р.}}^0 < 0$, так как энергия Гиббса химической реакции и ЭДС связаны соотношением

$$\Delta G^0 = -nE^0F,$$

где n – число электронов, участвующих в электродной реакции; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл; E^0 – стандартная ЭДС.

Гальванический элемент, состоящий из двух электродов одного и того же металла, погруженных в растворы его соли разной концентрации, представляет собой *концентрационный элемент*. В этом случае электрод, погруженный в раствор электролита с меньшей концентрацией ионов металла, будет анодом. В качестве катода будет выступать электрод,

опущенный в электролит с большей концентрацией ионов металла.

Примеры решения задач

Пример 8.1. Определите ЭДС концентрационного медного элемента с концентрациями ионов меди, равными 10^{-1} моль/л у одного электрода и 10^{-3} моль/л у другого при 298 К.

Решение. Схема такого гальванического элемента $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$. По уравнению Нернста рассчитываем потенциалы двух медных электродов.

Для первого электрода:

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = 0,337 + 0,0295 \cdot (-1) = 0,3075 \text{ В}$$

Для второго электрода:

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = 0,337 + 0,0295 \cdot (-3) = 0,2485 \text{ В}$$

Первый электрод с большим значением потенциала в данном элементе является катодом, второй – анодом. ЭДС рассчитываем по формуле:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = 0,3075 - 0,2485 = 0,059 \text{ В.}$$

Пример 8.2. Рассчитайте ЭДС элемента $\text{Cd} \mid \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$ при концентрации ионов Cu^{2+} и Cd^{2+} , равных соответственно 0,1 и 0,01 моль/л.

Решение. Используя уравнения Нернста и данные табл. 8.1, рассчитываем электродные потенциалы кадмия и меди:

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = 0,337 + 0,0295 \cdot (-1) = 0,3075 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = \varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,403 + 0,0295 \cdot (-2) = -0,462 \text{ В}$$

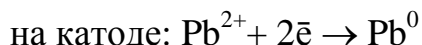
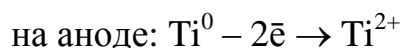
Так как $\varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} < \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$, то токообразующей в этом гальваническом элементе является реакция $\text{Cd}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}^0$. Рассчитываем ЭДС элемента

$$E = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = 0,3075 - (-0,462) = 0,77 \text{ В.}$$

Пример 8.3. Исходя из значений стандартных электродных потенциалов и $\Delta G_{\text{х.р.}}^0$, укажите, можно ли в гальваническом элементе осуществить реакцию $\text{Pb}^{2+} + \text{Ti} = \text{Pb} + \text{Ti}^{2+}$. Составьте схему гальванического элемента, напишите уравнения электродных реакций.

Решение. В соответствии с уравнением реакции схему

гальванического элемента можно представить следующим образом: (–)Ti | Ti²⁺ || Pb²⁺ | Pb(+). Уравнения электродных реакций имеют вид:



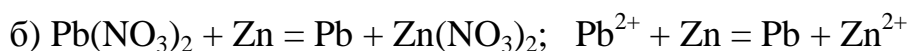
Рассчитываем стандартное значение ЭДС:

$$E^0 = \varphi_{\text{к}}^0 - \varphi_{\text{а}}^0 = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 - \varphi_{\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}}^0 = -0,126 - (-1,628) = 1,502 \text{ В.}$$

Энергию Гиббса рассчитываем по уравнению $\Delta G^0 = -nE^0F = -2 \cdot 1,502 \cdot 96500 = -289,9 \text{ кДж}$. Так как $\Delta G^0 < 0$, токообразующая реакция возможна.

Пример 8.4. Как изменится масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) CuSO₄; б) MgSO₄; в) Pb(NO₃)₂? Почему? Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

Решение. В соответствии с положением ряду напряжений (табл. 8.1) ионы меди и свинца по отношению к цинку будут проявлять окислительную активность. При контакте с растворами CuSO₄ и Pb(NO₃)₂ будут протекать реакции растворения цинка и осаждения соответствующего металла:



Один моль эквивалентов цинка (32,69 г/моль) будет замещаться на один моль эквивалентов меди (31,77 г/моль) или свинца (103,6 г/моль). Учитывая молярные массы эквивалентов этих элементов, в растворе CuSO₄ масса цинковой пластины будет незначительно уменьшаться, а в растворе Pb(NO₃)₂ – заметно увеличиваться.

Стандартный потенциал магния имеет меньшее значение, чем потенциал цинка (табл. 8.1). Это означает, что ионы магния не могут окислять цинковую пластинку. Поведение цинка в таком растворе аналогично окислению цинковой пластинки в воде: $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$. Протекание такого процесса приведет к малозаметному снижению массы цинковой пластинки.

9. Коррозия и защита металлов

Коррозия – это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой. По механизму протекания

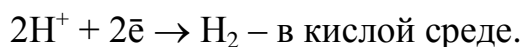
коррозионного процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химической коррозией называется *окисление металла, не сопровождающееся возникновением в системе электрического тока*. Такой механизм наблюдается при взаимодействии металлов с агрессивными газами при высокой температуре (газовая коррозия) и с органическими жидкими неэлектролитами (коррозия в неэлектролитах).

Электрохимической коррозией называется *разрушение металла в среде электролита, сопровождающееся возникновением внутри системы электрического тока*. Электрохимическая коррозия протекает по механизму действия гальванического элемента. На поверхности металла одновременно протекают два процесса: анодный – окисление металла $M - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$

катодный – восстановление окислителя (Ox): $Ox + n\bar{e} \rightarrow Red$.

Наиболее распространенными окислителями при электрохимической коррозии являются молекулы O_2 воздуха и ионы водорода H^+ электролита, восстановление которых на катоде протекают по уравнениям:



Например, при контакте железа с медью в растворе электролита – соляной кислоты – на аноде идет процесс окисления железа: $Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$

на катоде – процесс восстановления ионов водорода: $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$

В результате железо разрушается, а на меди выделяется водород. Схема образующегося при этом гальванического элемента имеет вид:



При контакте железа с медью во влажном воздухе ($O_2 + H_2O$) процесс коррозии выражается уравнениями:

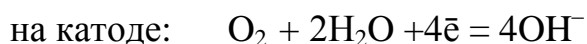
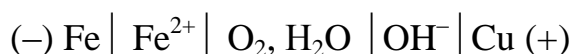


Схема образующегося гальванического элемента:



Возникающие в результате коррозии ионы Fe^{2+} соединяются с гидроксильными группами, выделяющимися на катоде: $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$. Далее $Fe(OH)_2$ окисляется в $Fe(OH)_3$: $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$,

который частично теряет воду и превращается в ржавчину.

Ионы или молекулы, которые восстанавливаются на катоде, называются деполяризаторами. Коррозия с участием ионов H^+ называется коррозией с водородной деполяризацией, а с участием молекул O_2 – коррозией с кислородной деполяризацией. При атмосферной коррозии – коррозии во влажном воздухе при комнатной температуре – деполяризатором является кислород.

Одним из методов защиты металлов от коррозии является использование металлических покрытий. Различают катодные и анодные покрытия. *Покрытие защищаемого металла менее активным металлом называется катодным.* Катодными, например, являются покрытия на стали из меди, никеля, серебра. При повреждении таких покрытий защищаемый металл становится анодом и окисляется. *Покрытие защищаемого металла более активным металлом называется анодным.* Анодными, например, являются покрытия на стали из алюминия, цинка, хрома. В этом случае защищаемый металл будет катодом коррозионного элемента, поэтому он не корродирует, а окисляться будет металл покрытия.

Эффективным методом защиты от коррозии является протекторная защита. В этом методе к защищаемому металлу присоединяется лист, изготовленный из более активного металла. В результате защищаемое изделие становится катодом, а корродирует металл-протектор (анод).

Примеры решения задач

Пример 9.1. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием, во влажном воздухе и в кислом растворе (HCl)? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Приведите схемы образующихся при этом гальванических элементов. Определите состав продуктов коррозии.

Решение. Цинк имеет меньшее значение потенциала ($-0,763$ В), чем кадмий ($-0,403$ В), поэтому он является анодом, а кадмий – катодом. Следовательно, цинк растворяется, а на поверхности кадмия идет восстановление деполяризатора: в кислом растворе – с водородной деполяризацией, во влажном воздухе – с кислородной деполяризацией.



Катодный процесс: в кислом растворе $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$

во влажном воздухе $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$

Схема образующегося гальванического элемента во влажном воздухе:

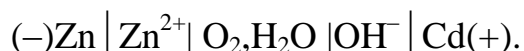


Схема образующегося гальванического элемента в кислом растворе:



Во влажном воздухе ионы Zn^{2+} с гидроксильными группами, выделяющимися на катоде, образуют малорастворимый гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, который и является продуктом коррозии.

В кислой среде на поверхности кадмия выделяется газообразный водород. В раствор переходят ионы Zn^{2+} .

Пример 9.2. Хром находится в контакте с медью. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадает в кислую среду (HCl)? Приведите уравнения анодного и катодного процессов, схему образующегося гальванического элемента. Каков состав продуктов коррозии?

Решение. По положению в ряду напряжений металлов видно, что хром более активный металл ($\varphi_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^0 = -0,744 \text{ В}$), чем медь ($\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,337 \text{ В}$). В образованной гальванической паре Cr – анод, он окисляется, а Cu – катод, на ее поверхности выделяется (восстанавливается) водород из HCl.

Анодный процесс: $\text{Cr} - 3\bar{e} = \text{Cr}^{3+}$

Катодный процесс в кислой среде: $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$

Схема гальванического элемента: $(-)\text{Cr} \mid \text{Cr}^{3+} \mid \text{HCl} \mid \text{H}_2 \mid \text{Cu}(+)$

Появляющиеся ионы Cr^{3+} образуют с хлорид-анионами (из HCl) растворимое соединение – CrCl_3 , на поверхности меди выделяется H_2 .

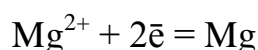
10. Электролиз

Электролиз – совокупность процессов, происходящих при прохождении постоянного электрического тока через электрохимическую систему, состоящую из двух электродов и расплава или раствора электролита.

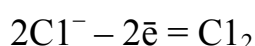
Сущность электролиза заключается в том, что при пропускании тока через раствор или расплав электролита положительно заряженные ионы перемещаются к катоду (отрицательному электроду), а отрицательно

заряженные – к аноду (положительному электроду). Достигнув электродов, ионы разряжаются: у анода восстановитель отдает электроны (в сеть) и окисляется; у катода окислитель присоединяет электроны (из сети) и восстанавливается.

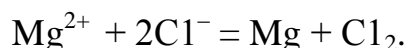
Например, при прохождении электрического тока через расплав MgCl_2 катионы магния под действием электрического поля движутся к катоду и восстанавливаются на нем до металла:



Анионы хлора перемещаются к аноду и окисляются на нем с образованием молекул газообразного хлора:



Суммарный процесс, протекающий при электролизе, выражается уравнением окислительно-восстановительной реакции:

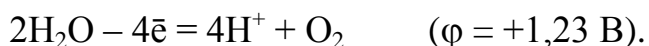


При электролизе водных растворов, кроме ионов электролита в окислительно-восстановительном процессе принимают участие молекулы воды.

На катоде молекулы воды могут восстанавливаться:



а на аноде – окисляться



Характер *катодного процесса* при электролизе водных растворов определяется положением металла в ряду напряжений (табл. 8.1). На катоде в первую очередь восстанавливаются катионы, имеющие наибольшее значение электродного потенциала. Если катионом электролита является металл, электродный потенциал которого значительно более отрицательный, чем $-0,41 \text{ В}$, то на катоде металл восстанавливаться не будет, а произойдет восстановление молекул воды. Эти металлы расположены в ряду напряжений от Li по Al включительно. Если катионом электролита является металл, электродный потенциал которого значительно положительнее, чем $-0,41 \text{ В}$, то из нейтрального раствора такого электролита на катоде будет восстанавливаться металл. Такие металлы находятся в ряду напряжений вблизи водорода (примерно от олова и после него). В случае ионов металлов, имеющих значения потенциала близкие к $-$

0,41 В (Zn, Cr, Fe, Cd, Ni), в зависимости от концентрации электролита и условий электролиза, возможно как восстановление металла, так и выделение водорода, а нередко и их совместный разряд.

На аноде в первую очередь осуществляется окисление наиболее сильных восстановителей – ионов, имеющих меньшее значение электродного потенциала.

Различают электролиз с инертным (нерастворимым) анодом и электролиз с активным (растворимым) анодом.

Инертный анод (графит, уголь, платина) не претерпевает окисления в ходе электролиза. При электролизе водных растворов щелочей, кислородсодержащих кислот (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4) и их солей (нитраты, сульфаты, ортофосфаты и др.), а также фтороводорода и фторидов на нем происходит электрохимическое окисление воды.

Если анионы электролита бескислородны (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}), то они и разряжаются на аноде в ходе электролиза. Например, $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$.

Активный анод изготовлен из материала, который при электролизе может окисляться по схеме: $\text{M}^0 - n\bar{e} = \text{M}^{n+}$.

Рассмотрим несколько случаев электролиза водных растворов солей.

Электролиз раствора CuCl_2 с инертным анодом

В водном растворе хлорид меди (II) диссоциирует: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Стандартный электродный потенциал меди (II) (+0,337 В) существенно выше значения потенциала восстановления ионов водорода из воды (–0,41 В). Поэтому на катоде будет происходить разряд ионов Cu^{2+} и выделение металлической меди. На аноде будут окисляться хлорид-анионы.

Катод $\leftarrow \text{Cu}^{2+}, \text{H}_2\text{O}$

Анод $\leftarrow \text{Cl}^-, \text{H}_2\text{O}$

Катодный процесс: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$ *Анодный процесс:* $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$

Продукты электролиза – Cu и Cl_2 .

Электролиз раствора KNO_3 с инертным анодом

В водном растворе нитрат калия диссоциирует: $\text{KNO}_3 = \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$. Стандартный электродный потенциал калия (–2,924 В) значительно ниже значения потенциала восстановления ионов водорода из воды (–0,41 В).

Поэтому катионы K^+ не будут восстанавливаться на катоде. Кислородсодержащие анионы NO_3^- не будут окисляться на аноде. В этом случае на катоде и на аноде восстанавливаются и окисляются молекулы воды. При этом в катодном пространстве будут накапливаться ионы OH^- , образующие с ионами K^+ щелочь KOH . В анодном пространстве накапливаются ионы H^+ , образующие с ионами NO_3^- кислоту HNO_3 .

Катод $\leftarrow K^+, H_2O$

Анод $\leftarrow NO_3^-, H_2O$.

На катоде: $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$

На аноде: $2H_2O - 4\bar{e} = 4H^+ +$

O_2

Продукты электролиза – H_2 и O_2 .

У катода: $K^+ + OH^- = KOH$

У анода: $H^+ + NO_3^- = HNO_3$

Электролиз раствора $NiSO_4$ с никелевым анодом

В водном растворе сульфат никеля диссоциирует: $NiSO_4 = Ni^{2+} + SO_4^{2-}$.

В этом случае окислению подвергается анод, а на катоде процесс протекает так же, как и при электролизе растворов с инертным анодом:

Катод $\leftarrow Ni^{2+}, H_2O$

Анод $\leftarrow SO_4^{2-}, H_2O, Ni$

Катодный процесс: $Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$

Анодный процесс: $Ni - 2\bar{e} =$

Ni^{2+}

Законы электролиза

1. *Количество вещества, испытавшего электрохимические превращения на электроде, прямо пропорционально количеству прошедшего электричества.* При превращении одного моля эквивалентов вещества на электроде через него проходит 96500 Кл электричества.

2. *Массы прореагировавших на электродах веществ при постоянном количестве электричества относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов.*

Первый и второй законы электролиза описываются объединенным

уравнением: $m = \frac{M_{\text{эк}} \cdot Q}{F}$, где $Q = I \cdot t$

m – масса вещества, выделившегося на электроде (г), $M_{\text{эк}}$ – молярная масса эквивалентов вещества, выделившегося на электроде (г/моль); Q – количество электричества, прошедшее через электролит (Кл); I – сила тока (А), t – время электролиза (с).

Если на электродах выделяются газы, то можно воспользоваться

формулой:
$$V_{\text{газа}} = \frac{V_{\text{ЭК (газа)}} \cdot I \cdot t}{F}$$

где $V_{\text{(газа)}}$ – объем газа, выделившегося на электроде (л), $V_{\text{ЭК (газа)}}$ – объем 1 моль эквивалентов газа, выделившегося на электроде (л).

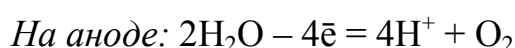
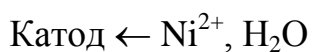
Выход по току – выраженное в процентах отношение массы вещества, фактически выделившегося на электроде, к теоретически вычисленному ее значению.

$$\eta = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

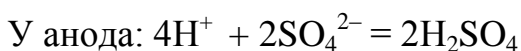
Примеры решения задач

Пример 10.1. Сколько граммов никеля выделится на катоде при пропускании через раствор сернокислого никеля NiSO_4 тока силой 5 А в течение 10 мин? Приведите схемы электродных процессов, протекающих при электролизе с инертным анодом. Определите продукты электролиза.

Решение. В водном растворе сульфат никеля (II) диссоциирует: $\text{NiSO}_4 = \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$. Стандартный электродный потенциал никеля (–0,250 В) выше значения потенциала восстановления ионов водорода из воды (–0,41 В). Поэтому на катоде будет происходить разряд ионов Ni^{2+} и выделение металлического никеля. При электролизе сернокислых солей на инертном аноде происходит электрохимическое окисление воды с выделением кислорода.



Продукты электролиза – Ni и O_2 ,



Молярная масса эквивалентов никеля (мол. масса атомов – 58,71 г/моль) равняется $58,71 / 2 = 29,36$ г/моль. Подставляя это значение, а также силу

тока и время электролиза (в секундах) в формулу $m = \frac{M_{\text{ЭК}} \cdot I \cdot t}{F}$, получаем

искомую массу никеля: $m = (29,36 \cdot 5 \cdot 600) / 96500 = 0,91$ г.

Пример 10.2. Сколько времени нужно пропускать через раствор кислоты ток силой 10 А, чтобы получить 5,6 л водорода (при н. у.)?

Решение. Продукт электролиза представляет собой газообразное вещество, поэтому для решения воспользуемся уравнением

$$V_{\text{газа}} = \frac{V_{\text{эк (газа)}} \cdot I \cdot t}{F}. \text{ Так как 1 моль эквивалентов водорода занимает при}$$

нормальных условиях объем 11,2 л, то искомое количество времени

прохождения тока:
$$t = \frac{V_{\text{газа}} \cdot F}{V_{\text{эк (газа)}} \cdot I} = \frac{5,6 \cdot 96500}{11,2 \cdot 10} = 4825 \text{ с} = 1 \text{ ч } 20 \text{ мин}$$

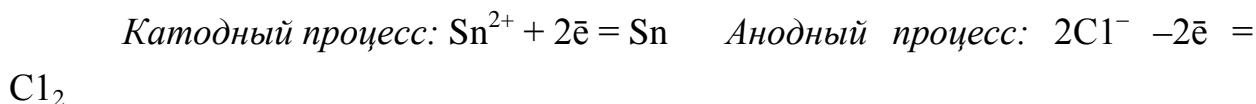
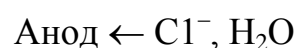
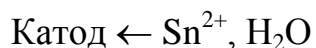
25с.

Пример 10.3. При проведении электролиза водного раствора хлорида двухвалентного металла затрачено 3561 Кл электричества. В результате процесса на катоде выделилось 2,19 г этого металла. Определите металл, водный раствор хлорида которого подвергли электролизу. Приведите схему электродных процессов. Определите продукты электролиза.

Решение. Находим молярную массу эквивалентов металла:

$$M_{\text{эк}} = \frac{F \cdot m}{Q} = \frac{96500 \cdot 2,19}{3561} = 59,347 \text{ г/моль. Умножая эту величину на 2}$$

(валентность металла) получаем 118,69 г/моль, что соответствует молярной массе атомов олова. Следовательно, электролизу подвергли раствор SnCl_2 . В водном растворе хлорид олова (II) диссоциирует: $\text{SnCl}_2 = \text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Стандартный электродный потенциал олова (II) (–0,136 В) существенно выше значения потенциала восстановления ионов водорода из воды (–0,41 В). Поэтому на катоде будет происходить разряд ионов Sn^{2+} и выделение металлического олова. На аноде будут окисляться анионы хлора.

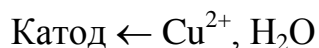


Продукты электролиза – Sn и Cl_2 .

Пример 10.4. При электролизе раствора CuSO_4 на угольном аноде выделилось 350 мл кислорода при нормальных условиях. Сколько граммов меди выделилось на катоде? Приведите уравнения электродных процессов, определите продукты электролиза.

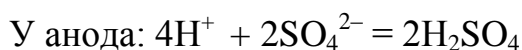
Решение. В водном растворе сульфат меди(II) диссоциирует по схеме: $\text{CuSO}_4 = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$. Электродный потенциал меди (+0,337 В) значительно больше потенциала восстановления ионов водорода из воды (–0,41 В).

Поэтому на катоде происходит процесс восстановления ионов Cu^{2+} . При электролизе водных растворов сульфат-анионы не окисляются на аноде. На нем происходит окисление воды.



O_2 .

Продукты электролиза – Cu и O_2 .



Один моль эквивалентов кислорода при н.у. занимает объем 5,6 л. Следовательно, 350 мл составляют $0,35 / 5,6 = 0,0625$ моль. Столько же молей эквивалентов выделилось на катоде. Отсюда, масса меди $m = \frac{63,54}{2} \cdot 0,0625 = 1,98$ г.

Пример 10.5. Будут ли, и в какой последовательности, восстанавливаться на катоде одновременно присутствующие в растворе (в равных концентрациях) ионы Al^{3+} , Ni^{2+} , Sn^{2+} , Au^{3+} и Mg^{2+} ? Напряжение достаточно для выделения любого металла.

Решение. На катоде сначала восстанавливаются катионы, имеющие большее значение электродного потенциала (табл. 8.1). Поэтому, в первую очередь, на катоде будут восстанавливаться ионы Au^{3+} (+1,498 В), далее Sn^{2+} (–0,136 В) и, наконец, Ni^{2+} (–0,250 В). Ионы Al^{3+} (–1,662 В) и Mg^{2+} (–2,363 В), имеющие значения электродного потенциала значительно отрицательнее потенциала восстановления ионов H^+ из воды (–0,41 В), при электролизе водных растворов не восстанавливаются на катоде. При электролизе их солей протекает восстановление молекул воды: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.

Приложение

Таблица 1. Стандартные энтальпии образования $\Delta_f H^0_{298}$, энтропии S^0_{298} и энергии Гиббса образования $\Delta_f G^0_{298}$ некоторых веществ при 298 К (25 °С)

Вещество	$\Delta_f H^0_{298}$ кДж/моль	S^0_{298} Дж/моль·К	$\Delta_f G^0_{298}$ кДж/моль
Al (к)	–	28,32	–
Al ₂ O ₃ (к)	–1676	50,9	–1580
C(графит)	–	5,7	–
CO (г)	–110,5	197,5	–137,1
CO ₂ (г)	–393,5	213,7	–394,4
CH ₄ (г)	–74,9	186,2	–50,8
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
CH ₃ OH (ж)	–238,6	126,8	–166,23
C ₂ H ₅ OH (г)	–235,3	278	–167,4
CaCO ₃ (к)	–1207,1	92,9	–1128,7
CaO (к)	–635,5	39,7	–604,4
CaC ₂ (к)	–62,7	70,3	–67,8
Ca(OH) ₂ (к)	–986,2	83,4	–898,5
CuO (к)	–162	42,6	–129,4
Fe (к)	–	27,2	–
FeO (к)	–264,8	58,8	–244,3
Fe ₂ O ₃ (к)	–822,2	89,9	–740,8
H ₂ (г)	–	130,6	–
H ₂ O (г)	–241,8	188,7	–228,6
H ₂ O (ж)	–285,8	70,1	–237,3
H ₃ PO ₄ (к)	–1279,9	110,5	–1119,9
NH ₃ (г)	–46,2	192,6	–16,7
NH ₄ NO ₃ (к)	–365,7	151,1	–183,9
NO (г)	90,3	210,6	86,7
NO ₂ (г)	33,5	240,4	51,84
N ₂ O(г)	82,1	220	104,2
O ₂ (г)	–	205	–
PCl ₃ (г)	–277	311,7	–286,3
PCl ₅ (г)	–369,4	324,6	–362,9
P ₂ O ₅ (к)	–1492	114,5	–1348,8
Pb (к)	–	64,9	–
PbO (к)	–217,3	69,5	–188,5
PbO ₂ (к)	–276,6	76,4	–219

Таблица 2. Растворимость солей и оснований в воде (**Р** – растворимое, **М** – малорастворимое, **Н** – практически нерастворимое вещество, **прочерк** – означает, что вещество не существует или разлагается водой)

Катионы	Анионы										
	ОН ⁻	Cl ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	CrO ₄ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р
Li ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ag ⁺	–	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	–	Н	Р
Mg ²⁺	М	Р	М	Р	М	Р	Н	Р	Н	Н	Р
Ca ²⁺	М	Р	М	Р	Н	М	Н	М	Н	Н	Р
Ba ²⁺	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р
Zn ²⁺	Н	Р	Н	Р	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Р
Hg ²⁺	–	Р	Н	Р	Н	Р	–	Н	–	Н	Р
Pb ²⁺	Н	М	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Cu ²⁺	Н	Р	Н	Р	Н	Р	Н	Н	–	Н	Р
Fe ²⁺	Н	Р	Н	Р	Н	Р	Н	–	Н	Н	Р
Fe ³⁺	Н	Р	–	Р	–	Р	–	–	Н	Н	–
Al ³⁺	Н	Р	–	Р	–	Р	–	–	Н	Н	Р
Cr ³⁺	Н	Р	–	Р	–	Р	–	Н	–	Н	–

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

План-конспект урока химии с применением технологии модульного обучения

Тема: Кислоты

Цель:

1. Обобщение понятия о кислотах, изученных в предыдущих темах.
2. Познакомиться с классификацией кислот и их взаимодействием с солями.
3. Развивать умение составлять уравнения химических реакций, производить расчеты по ним, осуществлять химический эксперимент.

Методы: объяснение, беседа, упражнения, химический эксперимент.

Форма урока: коллективное изучение нового материала.

Оборудование и реактивы: химическая посуда, CuO , SiO_2 , Cu , Zn , NaOH , BaCl_2 , лакмус, метилоранж, фенолфталеин, H_2SO_4 , NaCl .

Основные понятия: кислотные и основные оксиды, кислота, индикатор.

Ход урока:

Вводная часть.

На прошлом уроке мы изучили один из классов неорганических соединений – оксиды, а сегодня обобщим другой класс соединений – кислоты.

№	Учебный материал с указанием заданий	Руководство к усвоению																		
1	2	3																		
	Цель: знать химические свойства оксидов (взаимодействие с водой, основаниями, между собой)																			
УЭ0	<p>Входной контроль (индивидуальное тестирование)</p> <p>1. Из перечня веществ выберите</p> <table><tr><td><i>I вариант</i></td><td><i>II вариант</i></td></tr><tr><td>кислотные оксиды</td><td>основные оксиды</td></tr><tr><td>а) CO₂, MgO, CuO, Cl₂O₇;</td><td>а) Na₂O, SO₂, Ag₂O;</td></tr><tr><td>б) CuO, ZnO, K₂O.</td><td>б) NO₂, SO₃, P₂O₅.</td></tr></table> <p>2. Назовите по систематической номенклатуре следующее вещество:</p> <table><tr><td>Fe₂O₃</td><td>Al₂O₃</td></tr><tr><td>а) железо-оксид;</td><td>а) алюминий-кислород;</td></tr><tr><td>б) железо(II)-оксид;</td><td>б) алюминий(III)-оксид;</td></tr><tr><td>в) окись железа;</td><td>в) алюминий-оксид;</td></tr><tr><td>г) железо(III)-оксид;</td><td>г) алюминий-гидроксид</td></tr></table> <p>3. С какими из перечисленных веществ, формулы которых KOH, H₂O, HCl, Fe, CO₂, CaO может реагировать SO₂</p> <p>Составьте уравнения возможных реакций.</p> <p>4. Какая масса соли должна получиться при взаимодействии:</p> <p>I вариант: оксида магния массой 4 г с азотной кислотой? (14,8 г)</p> <p>II вариант: углерод (IV)-оксида с кальций оксидом массой 15 г? (26,8 г)</p>	<i>I вариант</i>	<i>II вариант</i>	кислотные оксиды	основные оксиды	а) CO ₂ , MgO, CuO, Cl ₂ O ₇ ;	а) Na ₂ O, SO ₂ , Ag ₂ O;	б) CuO, ZnO, K ₂ O.	б) NO ₂ , SO ₃ , P ₂ O ₅ .	Fe ₂ O ₃	Al ₂ O ₃	а) железо-оксид;	а) алюминий-кислород;	б) железо(II)-оксид;	б) алюминий(III)-оксид;	в) окись железа;	в) алюминий-оксид;	г) железо(III)-оксид;	г) алюминий-гидроксид	<p>10 минут</p> <p>2 балла</p> <p>2 балла</p> <p>4 балла</p> <p>4 балла</p> <p>Максимальное количество баллов – 12</p> <p>Взаимоконтроль</p> <p>$2\text{KOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O};$$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3;$$\text{CaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3.$</p>
<i>I вариант</i>	<i>II вариант</i>																			
кислотные оксиды	основные оксиды																			
а) CO ₂ , MgO, CuO, Cl ₂ O ₇ ;	а) Na ₂ O, SO ₂ , Ag ₂ O;																			
б) CuO, ZnO, K ₂ O.	б) NO ₂ , SO ₃ , P ₂ O ₅ .																			
Fe ₂ O ₃	Al ₂ O ₃																			
а) железо-оксид;	а) алюминий-кислород;																			
б) железо(II)-оксид;	б) алюминий(III)-оксид;																			
в) окись железа;	в) алюминий-оксид;																			
г) железо(III)-оксид;	г) алюминий-гидроксид																			
УЭ1	<p>Сравнительная характеристика и номенклатура кислот</p> <p>Цель: исследовать состав и номенклатуру кислот; сравнить формулы кислот.</p> <p>Прочитайте текст учебника на с. 112-113 (до понятия об индикаторах) и ответьте на вопросы:</p> <p>1.Что общего в формулах кислот?</p> <p>2.Чем отличается соляная кислота от азотной?</p> <p>3.Сделайте вывод: как образуются названия бескислородных и кислородсодержащих кислот?</p>	<p>3 минуты</p> <p>самостоятельная работа в тетрадях.</p> <p>2 балла</p> <p>3 балла</p> <p>5 баллов</p> <p>Максимальное количество баллов - 10</p>																		
УЭ2	<p>Цель: изучить взаимодействие индикаторов с кислотами.</p> <p>Прочитайте текст учебника на с. 113-115, проследите изменение окраски индикаторов в растворах кислот (таб. 8, с. 115)</p> <p>Демонстрация: взаимодействие азотной кислоты с</p>	<p>5 минуты</p> <p>самостоятельная работа в тетрадях</p>																		

	индикаторами	3 балла																												
УЭ3	<p>Цель: изучить механизм взаимодействия металлов с кислотами; изучить механизм реакции замещения, вытеснительный ряд металлов</p> <p>Демонстрация: Лабораторная работа № 5</p> <p>Взаимодействие металлов с кислотами</p> <p><u>Схема опыта:</u></p> <p>$H_2SO_4 + Mg =$</p> <p>$H_2SO_4 + Fe =$</p> <p>$H_2SO_4 + Cu =$</p> <p>Напишите уравнения возможных реакций.</p> <p>Задание: №8, с. 118</p>	<p>10 минут</p> <p>самостоятельная работа</p> <p>5 баллов</p> <p>5 баллов</p>																												
УЭ4	<p>Закрепление, систематизация и обобщение изученного материала</p> <p>Работа в малых группах.</p> <p>Цель: относительно быстрый замер уровня усвоения информации путем включения самих учащихся в процесс.</p> <p>В тетрадях учащиеся чертят таблицу:</p> <table><tr><th>Вопрос:</th><th>Я</th><th>Группа</th><th>Эталон</th></tr><tr><td>1. (0)</td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>2. (1)</td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>3. (2)</td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>4. (-)</td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>5.</td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>6.</td><td></td><td></td><td></td></tr></table> <p>Учащиеся записывают ответы на вопросы в колонку «Я», рядом в скобках проставляют степень уверенности: 0 – не уверен; 1 – сомневаюсь; 2 – уверен; – - нет ответа.</p> <p>После записи ответа в колонку «Я» идет об суждение в малых группах. Если ответы не совпадают, то в колонку «Группа» записывают новый ответ. Затем идет коллективная проверка ответов, и при необходимости в колонку «Эталон» записывается правильный ответ.</p> <p>Вопросы:</p> <p>1. Укажите валентность кислотного остатка в кремневой кислоте H_2SiO_3:</p> <p>а) 1;б) 2;в) 3;г) 4.</p> <p>2. Как можно отличить раствор кислоты от оксида?</p> <p>а) при помощи химических реакций;</p> <p>б) при помощи индикатора;</p> <p>в) попробовать на вкус;</p> <p>г) смешать с водой.</p>	Вопрос:	Я	Группа	Эталон	1. (0)				2. (1)				3. (2)				4. (-)				5.				6.				<p>15 минут</p> <p>Группы по 2 чел.</p> <p>2 балла</p> <p>2 балла</p>
Вопрос:	Я	Группа	Эталон																											
1. (0)																														
2. (1)																														
3. (2)																														
4. (-)																														
5.																														
6.																														

<p>3. Выберите из перечисленных реакций реакцию замещения:</p> <p>а) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + 2\text{HCl}$;</p> <p>б) $\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Fe}$;</p> <p>в) $\text{MgO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$;</p> <p>г) $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$</p> <p>4. Какой из перечисленных металлов не вытесняет водород из кислот?</p> <p>а) Zn; б) Na; в) Cu; г) Fe.</p> <p>5. Выберите, в каком ряду находятся бескислородные кислоты:</p> <p>а) HCl; H₂SO₄; HNO₃; H₂CO₃;</p> <p>б) HCl; H₂S; HBr; HNO₃;</p> <p>в) HCl; HI; H₂S; HBr;</p> <p>г) HNO₃; H₂SO₄; H₃PO₄; H₂CO₃.</p> <p>6. Какое химическое количество серной кислоты содержится в порции ее массой 98 г? (Ответ: 1 моль)</p> <p>а) 2 моль; б) 2,5 г; в) 1 моль; г) 3 моль</p> <p>После выполнения работы проводится проверка и выставление баллов.</p> <p>Задание на дом: §24, №1 – 3, с.118, вопросы 4,8</p> <p>В конце урока заполняется таблица:</p> <table><tr><th></th><th>УЭ0</th><th>УЭ1</th><th>УЭ2</th><th>УЭ3</th><th>УЭ4</th><th>Общее коп-во баллов</th></tr><tr><td>Максимальное количество баллов</td><td>12</td><td>10</td><td>3</td><td>10</td><td>13</td><td>48</td></tr><tr><td>Получено баллов</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>		УЭ0	УЭ1	УЭ2	УЭ3	УЭ4	Общее коп-во баллов	Максимальное количество баллов	12	10	3	10	13	48	Получено баллов							<p>2 балла</p> <p>2 балла</p> <p>2 балла</p> <p>2 балла</p> <p>Максимальное количество баллов - 13</p>
	УЭ0	УЭ1	УЭ2	УЭ3	УЭ4	Общее коп-во баллов																
Максимальное количество баллов	12	10	3	10	13	48																
Получено баллов																						
Итоги урока.	<p>40 – 35 – 10 баллов</p> <p>34 – 30 – 9 баллов</p> <p>29 – 25 – 8 баллов</p> <p>24 – 20 – 7 баллов</p> <p>19 – 15 – 6 баллов</p> <p>14 – 10 – 5 баллов</p> <p>9 – 5 – 4 балла</p> <p>5 – 3 – 3 балла</p>																					

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

Планы-конспекты уроков химии с применением технологии «французских мастерских»

Тема: Химические свойства алканов.

Объект исследования:

1. Химические свойства алканов.
2. Реакции окисления.
3. Реакции замещения.
4. Получение и применение алканов.

Цель:

1. Развивать умения работать в парах и группах, развивать творческие способности.
2. Развивать навыки самостоятельной работы и самоанализа.
3. Исследовать химические свойства, получение и применение алканов.
4. Закрепление умений и навыков решения задач.

Метод: исследовательский.

Форма работы: групповая, парная.

Ход урока:

Звучит спокойная, мелодичная музыка.

Учитель: Сегодня мы открываем нашу мастерскую. Каждый из вас – творец, мыслитель, исследователь. Вы получаете право свободно ходить по мастерской, высказывать свои мысли. Вам дается право на свободный поиск решения, находить свой путь исследования данной проблемы. Сегодня объект нашего исследования – химические свойства алканов.

Индукция. При сгорании 4,3 г образца алкана выделились оксид углерода (IV) объемом н.у. 6,72 л и 7,2 г воды. Определите формулу алкана.

Дано:	Решение:
$m(C_xH_y) = 4,4$	$CO_2 - C$
$V(CO_2) = 6,72 \text{ л}$	$6,72 \text{ л} \quad x \quad x = \frac{6,72 \text{ л} \cdot 12}{22,4} = 3,6 \text{ г (m C)}$
$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$	$22,4 \quad 12$
$m(H_2O) = 7,2 \text{ г}$	$H_2O - H_2$
М.ф. – ?	$6,3 \text{ г} \quad y \quad y = \frac{7,2 \cdot 2}{18} = 0,8 \text{ г (m H)}$
	$18 \quad 2$
	$m(C_xH_y) = 3,6 \text{ г} + 0,8 \text{ г} = 4,4 \text{ г}$
	$C : H = x : y = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 3 : 8$
	Ответ: C_3H_8 (пропан)

Самоконструкция. Посмотрите внимательно на полученную формулу и запишите в тетрадь вопросы, которые у вас возникли.

Социализация. Зачитайте свои вопросы, дополняя записи в тетради вопросами одноклассников (Учитель записывает вопросы на доске).

- ◆ Как называется полученное вещество?
- ◆ К какому классу соединений оно относится?
- ◆ В каком агрегатном состоянии находится вещество?
- ◆ Какими химическими свойствами оно обладает?
- ◆ С какими веществами взаимодействуют алканы?
- ◆ Как получают алканы?
- ◆ Где применяют алканы?

Социоконструкция. Работая в парах, ответьте на эти вопросы, кратко записывая ответы в тетрадь после обсуждения.

Социализация. Каждая пара учащихся предлагает свои ответы на вопросы. Другие записывают в тетради ответы на те вопросы, на которые не смогли ответить сами.

Разрыв. А у меня тоже появились вопросы. Попробуйте ответить на них.

1. Напишите уравнение химической реакции, которое отражает реакцию окисления алканов.



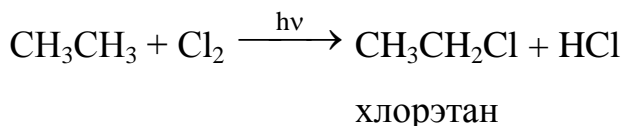
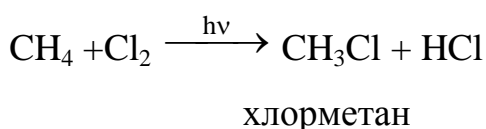
2. Получите ацетилен из метана.



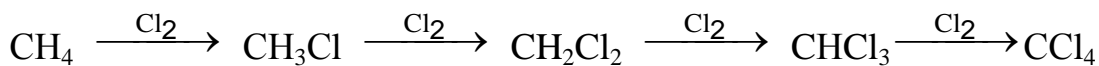
За счет чего поддерживают высокую температуру реакции?

Ответ: высокую температуру реакции поддерживают за счет сжигания образующегося водорода.

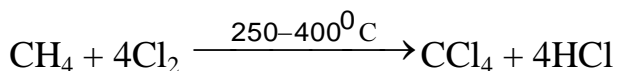
3. С какими веществами реагируют алканы при освещении? Как называется данный тип реакции? *Ответ:* Cl, Br.



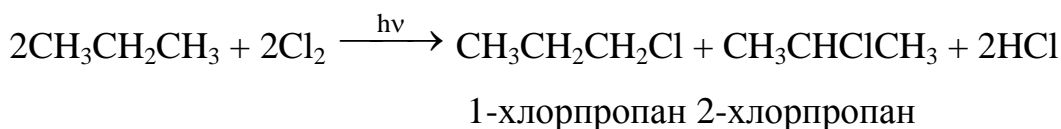
4. Получите из метана тетрахлорметан.



или



5. Напишите реакцию замещения пропана с галогенами.

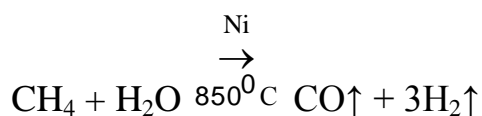


6. Как в лаборатории получают алканы?

реакция Вюрца



7. Напишите уравнение реакции, которое отражает переработку метана в синтез-газ.



8. Где применяется метан? Схема 16 на с. 37.

(Учитель записывает вопросы на доске)

Социоконструкция. Изучите материал учебника §7. Обсудите в группах ответы на эти вопросы, запишите ответы в тетради.

Социализация. Каждая группа зачитывает ответы на вопросы и записывает на доске соответствующие уравнения реакций.

Самоконструкция. Прочитайте все свои записи, сделанные на уроке, вспомните, с чего начался урок.

Решите зад. №2 – 4, 5* на с. 38.

Рефлексия. Прислушайтесь к себе. Вспомните, как менялись ваши ощущения и чувства в ходе мастерской. Подумайте, как бы вы охарактеризовали свое состояние в данный момент. Выскажите это состояние.

Подведение итогов.

Домашнее задание: §7, вопросы 5 – 7, с. 38.

Тема: Химические свойства алкенов: реакции присоединения.

Объект исследования:

1. Химические свойства алкенов.
2. Образование связей в органических соединениях.
3. Реакции присоединения.
4. Реакция полимеризации.

Цель:

1. Развивать умения работать в группах, развивать творческие способности.
2. Исследовать химические свойства алкенов, рассмотреть реакции присоединения.
3. Прививать умение высказывать свои мысли, обобщать результаты.
4. Закреплять навыки решения задач.

Метод: исследовательский.

Формы работы: групповая, парная.

Ход урока:

Звучит спокойная, мелодичная музыка.

Вступительное слово учителя.

Индукция. Известно, что для присоединения к алкену массой 8,4 г понадобилось 0,15 моль водорода. Найдите формулу алкена.

Дано:
 $m(C_xH_y) = 8,4$
 $n(H_2) = 0,15$ моль
 $C_xH_y - ?$

Решение:
 $8,4 \text{ г} \quad 0,3 \text{ г}$
 $C_xH_y + H_2 \rightarrow C_xH_{y+2}$
 $x \text{ г/моль} \quad 2 \text{ г/моль}$
 $M(H_2) = 2 \text{ г/моль}; m = M \cdot n = 0,15 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ г}$
 $x = \frac{8,4 \cdot 2}{0,3} = 56 \text{ г/моль (M } C_xH_y)$
 $n = \frac{M(C_xH_y)}{M(CH_2)_n} = \frac{56}{14} = 4$

Ответ: C_4H_8 .

Самоконструкция. Посмотрите внимательно на полученную формулу и запишите в тетрадь вопросы, которые у вас возникли.

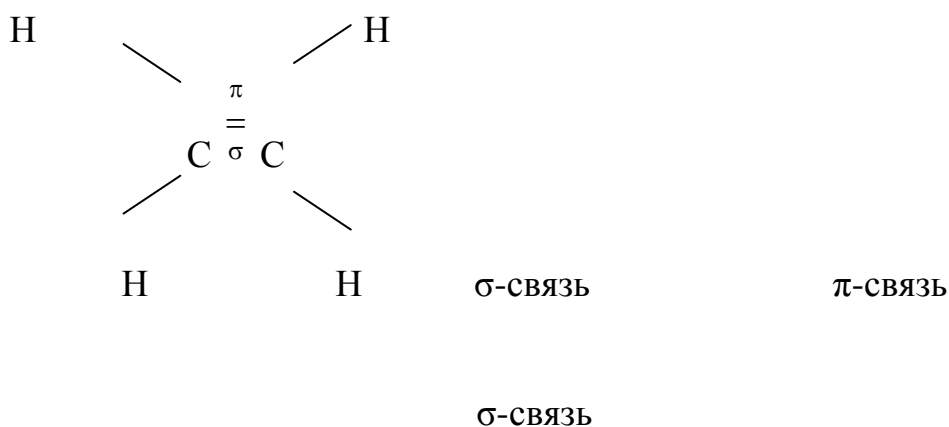
Социализация. Зачитайте свои вопросы, дополняя записи в тетради вопросами одноклассников. (Учитель записывает вопросы на доске)

Социоконструкция. Работая в парах, ответьте на эти вопросы, кратко записывая ответы в тетрадь после обсуждения.

Социализация. Каждая пара учащихся предлагает свои ответы на вопросы. Другие записывают в тетрадь ответы на те вопросы, на которые не смогли ответить сами.

Разрыв. У меня тоже появились вопросы. Попробуйте ответить на них.

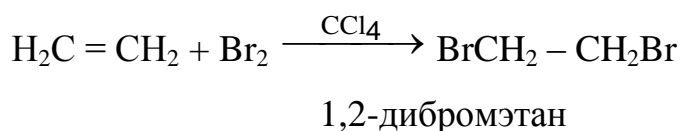
1. Какие реакции называются реакциями присоединения?
2. Как образуется σ и π -связь? Приведите пример.



3. Какая из этих связей менее прочная и почему?

Ответ: прочность π -связи меньше, т.к. энергия σ -связи больше (347 кДж / моль), чем у π -связи (265 кДж / моль).

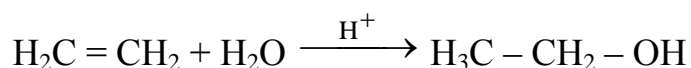
4. Напишите уравнение взаимодействия этена с бромом.



5. Приведите качественную реакцию на алкены.

Обесцвечивание раствора Br₂

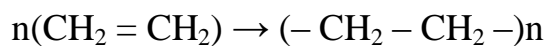
6. Как происходит присоединение воды и галогеноводородов к ненасыщенным углеводородам?



7. Правило Марковникова.



8. Получите полиэтилен из этена.



9. Реакции окисления и получения алкенов.

Социоконструкция. Изучите материал учебника §8. Обсудите в группах ответы в тетради.

Социализация. Каждая группа зачитывает ответы на вопросы.

Самоконструкция. Вопросы 3 – 4 на с.43.

Итоги урока.

Домашнее задание: §8 – 9, зад. 6, 8, с.43.

Тема: Химические свойства алкинов.

Объект исследования:

1. Химические свойства алкинов.
2. Реакции присоединения.
3. Получение и применение алкинов.

Цель:

1. Развивать умение работать в парах, группах; развивать творческие способности.
2. Исследовать химические свойства алкинов.
3. Прививать умения и навыки высказывать свои мысли, обобщать результаты.
4. Закреплять навыки решения задач.

Метод: исследовательский.

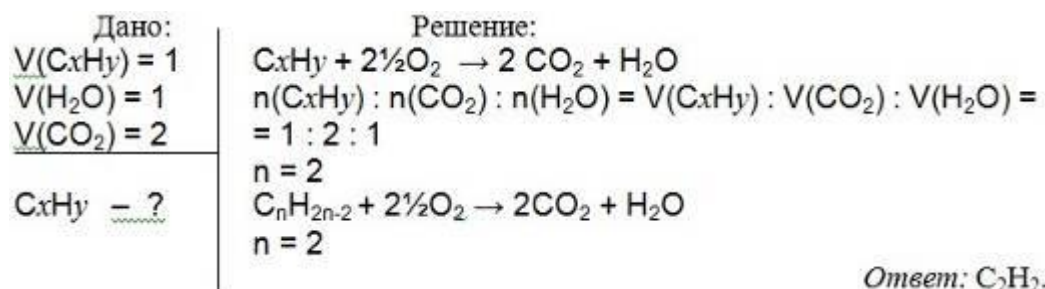
Формы работы: групповая, парная.

Ход урока:

Звучит спокойная, мелодичная музыка.

Вступительное слово учителя.

Индукция. В результате сгорания 1 объема газообразного алкина образовалось 2 объема CO_2 и 1 объем паров H_2O . Определите формулу алкина.



Ответ: C_2H_2 .

Самоконструкция. Посмотрите внимательно на полученную формулу и запишите в тетрадь вопросы, которые у вас возникли.

Социализация. Зачитайте свои вопросы, дополняя записи в тетради вопросами одноклассников. (Учитель записывает вопросы на доске)

Социоконструкция. Работая в парах, ответьте на эти вопросы, кратко записывая ответы в тетрадь после обсуждения.

Социализация. Каждая пара учащихся предлагает свои ответы на вопросы. Другие записывают в тетрадь ответы на те вопросы, на которые не смогли ответить сами.

Разрыв. У меня тоже появились вопросы.

1. Напишите общую формулу ацетилена и расскажите, какие связи входят в состав молекулы C_2H_2 .

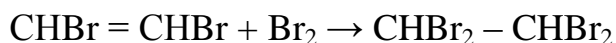
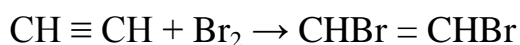
π

π

$HC \equiv CH$

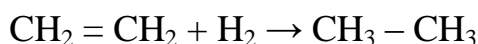
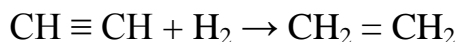
σ

2. Напишите реакции присоединения ацетилена с бромом.



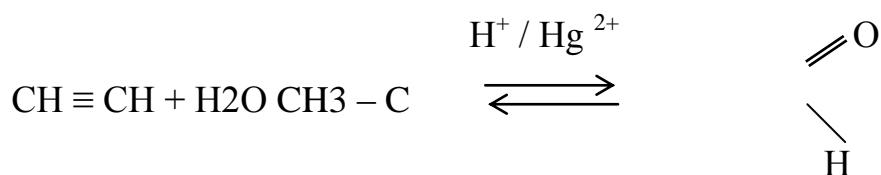
Назовите полученные вещества

3. Как присоединяется водород к алкинам?

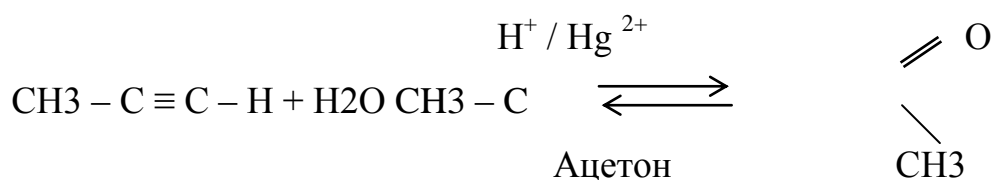


Назовите полученные вещества

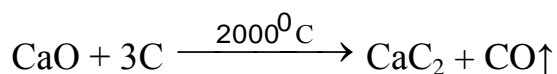
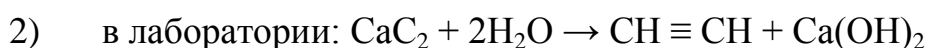
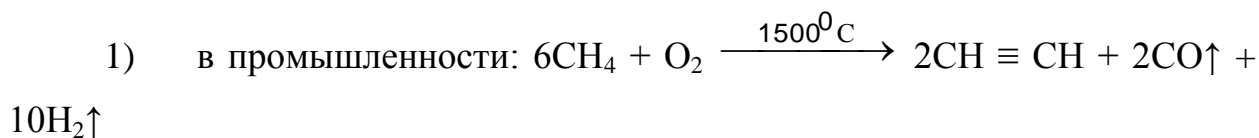
4. Напишите реакцию Кучерова (т.е. получите уксусный альдегид).



5. Присоедините воду к пропину в условиях реакции Кучерова (получите ацетон).



6. Получите ацетилен двумя способами.



Социоконструкция. Изучите материал §11, обсудите в группах ответы на данные вопросы, запишите ответы в тетрадь.

Социализация. Каждая группа зачитывает свои ответы на вопросы.

Самоконструкция. Вопросы 1 – 3, 6 на с. 55.

Итоги урока.

Домашнее задание: §11, вопр. 7 – 9, с. 55.

Тема: Диеновые углеводороды.

Объект исследования:

1. Строение и номенклатура диеновых углеводородов.
2. Химические свойства диенов.
3. Получение диеновых углеводородов.

Цель:

1. Развивать умение работать в парах; развивать творческие способности.
2. Исследовать строение и свойства диеновых углеводородов.
3. Прививать умения и навыки высказывать свои мысли, обобщать результаты.
4. Закреплять навыки решения задач.

Метод: исследовательский.

Форма работы: групповая.

Ход урока:

Организационный момент.

Индукция. Определите М.ф. алкина, если при полном хлорировании 0,8 г его 0,896 дм³ (н.у.) хлора получили соответствующее хлорпроизводное.

Дано:	Решение:
$m(C_nH_{2n-2}) = 0,8 \text{ г}$	$n(Cl_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{0,896 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3 / \text{л}} = 0,04 \text{ моль}$
$V(Cl_2) = 0,896 \text{ дм}^3$	$M = \frac{m}{n}; m = M \cdot n = 71 \text{ г/моль} \cdot 0,04 \text{ моль} = 2,84 \text{ г}$
$V_m(Cl_2) = 22,4 \text{ дм}^3/\text{л}$	$x = \frac{0,8 \cdot 71}{2,84} = 40 \text{ (M } C_xH_y \text{)}$
$C_xH_y - ?$	$n = \frac{M(C_nH_{2n-2})}{M(CH)_n} = \frac{40}{13} \approx 3 \quad C_3H_4$
	$CH_2 = C = CH_2 \text{ пропaдиен-1,2 (аллен)}$

Самоконструкция. Посмотрите внимательно на формулу и запишите в тетрадь вопросы, которые у вас возникли.

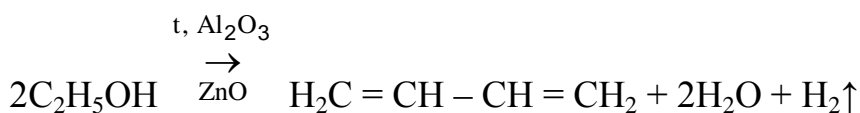
Социализация. Зачитайте свои вопросы и запишите ответы в тетрадь.

Социоконструкция. Работая в группе, ответьте на эти вопросы.

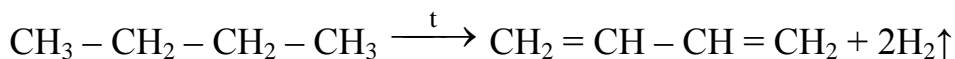
Социализация. Каждая группа учащихся предлагает свои ответы на вопросы.

Разрыв. У меня тоже появились вопросы.

1. Раскройте сущность понятия «диены».
2. Опишите химические свойства молекулы бутадиена-1,3.
3. Какая система связей называется сопряженной?
4. Составьте схемы реакции бутадиена с:
 - а) H_2 ; б) Cl_2 . Назовите полученные вещества.
5. Напишите реакцию С.В. Лебедева.



6. Получите бутадиен из бутана.



Социоконструкция. Изучите материал учебника §10 обсудите в группах ответы на эти вопросы.

Социализация. Каждая группа зачитывает свои ответы на вопросы.

Самоконтроль. Учащиеся заполняют таблицы и записывают домашнее задание.

Самоконструкция. Вопросы 2, 5 с.52 – 53.

Итоги урока.

Домашнее задание: §10, вопр. 7**, с.53.

Тема: Ароматические углеводороды.

Объект исследования:

1. Строение бензола.
2. Реакция замещения.
3. Получение бензола.
4. Взаимные превращения углеводородов.

Цель:

1. Развивать умения работать в парах, решать расчетные задачи.
2. Исследовать строение и свойства ароматических углеводородов.
3. Прививать навыки высказывать свои мысли.

Метод: исследовательский.

Ход урока:

Организационный момент.

Индукция. При сжигании 11,7 г органического вещества, относительная плотность паров которого по воздуху равна 2,69, образовалось 20,16 дм³ (н.у.) CO₂ и 8,1 г воды. М.ф. – ?

Дано:	Решение:
$m(\text{в-ва}) = 11,7 \text{ г}$	$M(\text{C}_x\text{H}_y) = 2,69 \cdot 29 = 78,01 \text{ г / моль}$
$D(\text{возд}) = 2,69$	CO ₂ – C
$V(\text{CO}_2) = 20,16 \text{ дм}^3$	22,4 12
$V_m = 22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}$	20,16 x $x = \frac{20,16 \cdot 12}{22,4} = 10,8 \text{ г}$
$m(\text{H}_2\text{O}) = 8,1 \text{ г}$	H ₂ O – H ₂
М.ф. – ?	8,1 – y $y = \frac{8,1 \cdot 2}{18} = 0,9 \text{ г}$
	18 2
	$m(\text{O}) = m(\text{в-ва}) - m(\text{C}) - m(\text{H}) = 11,7 \text{ г} - 10,8 \text{ г} - 0,9 \text{ г} = 0$
	$x : y = \frac{10,8}{12} = \frac{0,9}{1} = 0,9 : 0,9 = 1 : 1$
	$n = \frac{M(\text{C}_x\text{H}_y)}{M(\text{CH})} = \frac{78}{13} = 6$

Ответ: C₆H₆.

Самоконструкция. Посмотрите на полученную формулу и запишите вопросы, которые у вас возникают.

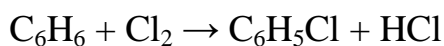
Социализация. Зачитайте свои вопросы и ответьте на них.

Социоконструкция. В группах ответьте на вопросы.

Социализация. Зачитайте свои ответы.

Разрыв. Ответьте на мои вопросы.

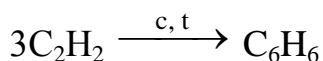
1. Какое строение имеет бензол?
2. Напишите реакцию замещения бензола с хлором.



3. Получите нитробензол.
4. Получите бензол из:
 - а) гексана.



- б) ацетилен.



5. Вопрос 3, с. 61.
6. Вопрос 4, с. 61.

Социоконструкция. Изучите §12 и ответьте на мои вопросы.

Социализация. Учащиеся предлагают свои ответы на вопросы.

Самоконтроль. Учащиеся заполняют таблицу и записывают домашнее задание.

Итоги урока.

Домашнее задание: §12, вопросы 8,9, с. 61, §13.

Тема: Классификация спиртов.

Объект исследования:

1. Классификация спиртов.
2. Строение спиртов.
3. Гомологический ряд спиртов.
4. Номенклатура спиртов. Изомерия.

Цель:

1. Развивать навыки самостоятельной работы и самоанализа.
2. Исследовать строение, физические свойства спиртов.
3. Прививать умения и навыки высказывать свои мысли.

Метод: исследовательский.

Форма работы: групповая.

Ход урока:

Организационный момент.

Звучит спокойная, мелодичная музыка.

Вступительное слово учителя.

Индукция. Задание 12, с. 75. *Ответ:* C_3H_7OH .

Самоконструкция. Посмотрите на полученную формулу и запишите в тетрадь вопросы, которые у вас возникли.

Социализация. Зачитайте свои вопросы, дополняя записи в тетради вопросами одноклассников.

Социоконструкция. Работая в группах, ответьте на эти вопросы, кратко записывая ответы в тетрадь.

Социализация. Каждая пара учащихся предлагает свои ответы на вопросы.

Разрыв. А у меня тоже появились вопросы. Попробуйте ответить на них.

1. Какие органические соединения относятся к классу спиртов?
2. На основании каких признаков классифицируют спирты?
3. Напишите общую формулу спиртов.

4. Составьте все возможные изомеры пентанола.

5. Вопросы 7, 8, 10, с. 74.

Социоконструкция. Изучите материал учебника §14 – 15.

Обсудите в группах ответы на эти вопросы, запишите ответы в тетрадь.

Рефлексия. Заполните таблицу с самооценкой.

Итоги урока.

Домашнее задание: §14 – 15, вопр. 5, 6(б), 7(д), с. 74.

Тема: Химические свойства и получение спиртов.

Объект исследования:

1. Реакции замещения спиртов.
2. Реакция этерификации.
3. Окисление спиртов.
4. Дегидратация.
5. Получение и применение спиртов.

Цель:

1. Развивать умения работать в парах и группах, развивать творческие способности.
2. Развивать навыки самостоятельной работы и самоанализа.
3. Исследовать химические свойства и получение спиртов.
4. Прививать умения и навыки высказывать свои мысли, обобщать результаты.
5. Закрепление умений и навыков решения задач.

Метод: исследовательский.

Форма работы: групповая, парная.

Ход урока:

Звучит спокойная, мелодичная музыка.

Вступительное слово учителя. Сегодня мы открываем очередную нашу мастерскую. Каждый из вас – творец, мыслитель, исследователь. Вы получаете право свободно ходить по мастерской, высказывать свои мысли. Вам дается право на свободный поиск решения, находить свой путь исследования проблемы. Объект нашего сегодняшнего исследования – одноатомные спирты.

Индукция. Определите молекулярную формулу спирта, в котором массовая доля углерода 60% и кислорода 26,66%.

Дано:	Решение:
$\omega(\text{C}) = 60\%$	$\omega(\text{H}) = 100\% - \omega(\text{C}) - \omega(\text{O}) = 100 - 60 - 26,66 = 13,34\%$
$\omega(\text{O}) = 26,66\%$	$\frac{\omega(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{\omega(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{60 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} : \frac{13,34 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} : \frac{26,66 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} =$
$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z - ?$	$= 5 : 13,34 : 1,6 = 3 : 8 : 1$
	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$
	Ответ: <u>пропанол</u> .

Самоконструкция. Посмотрите внимательно на полученную формулу и запишите в тетрадь вопросы, которые у вас возникли.

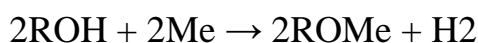
Социализация. Зачитайте свои вопросы, дополняя записи в тетради вопросами одноклассников (учитель записывает вопросы на доске).

Самоконструкция. Работая в группах, ответьте на эти вопросы, кратко записывая ответы в тетрадь после обсуждения.

Социализация. Каждая пара учащихся предлагает свои ответы на вопросы. Другие записывают в тетради ответы на те вопросы, на которые не смогли ответить сами.

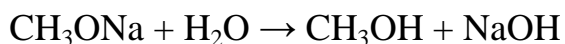
Разрыв. У меня тоже есть вопросы. Попробуйте ответить на них.

1. Напишите общую схему получения алкоголятов.

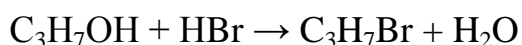


алкоголят

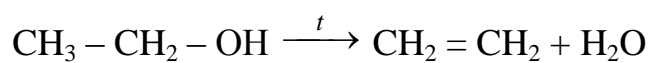
2. Напишите уравнение реакции, отражающей взаимодействие алкоголятов с водой.



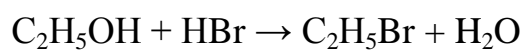
3. Поясните, почему спирты не изменяют окраску индикаторов.
4. Составьте уравнение следующей реакции:



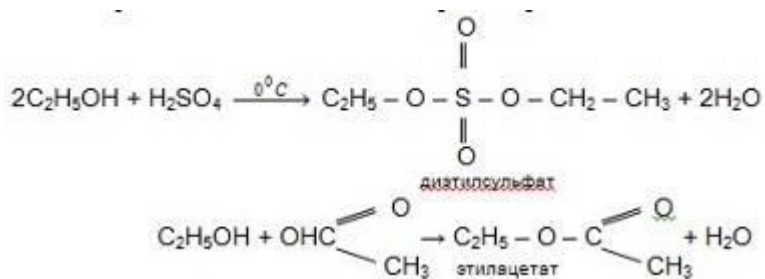
5. Напишите реакцию дегидратации этанола. Как образуются алкены из одноатомных спиртов?



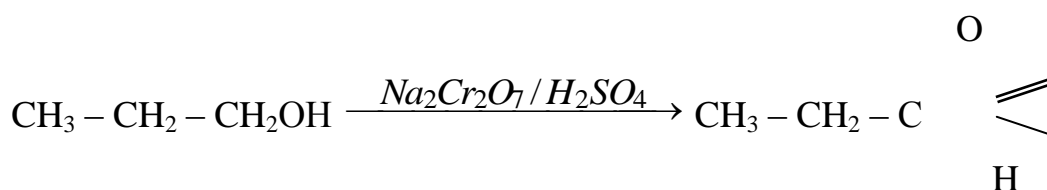
6. Как спирты реагируют с галогеноводородами?



7. Напишите реакции взаимодействия спиртов с органическими кислотами.



8. Напишите уравнение реакции, которое приводит к образованию альдегида.

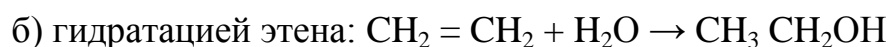
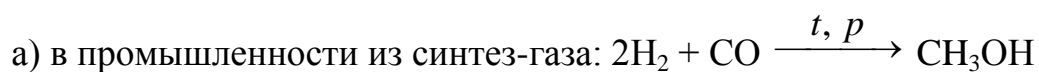


9. Получите спирт тремя способами. (Учитель записывает вопросы на доске)

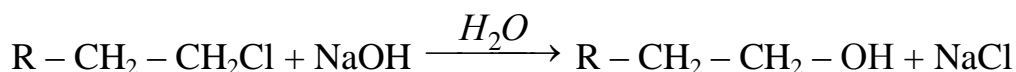
Социоконструкция. Изучите материал учебника §16 – 17. Обсудите в группах ответы на эти вопросы, запишите ответы в тетрадь.

Социализация. Каждая группа зачитывает ответы на вопросы и записывает на доске соответствующие уравнения реакций.

Получение спирта:



в) в лаборатории:



Самоконструкция. Вопросы 3(а), 4(а), 6, с. 78.

Рефлексия. Прислушайтесь к себе, поставьте себе оценки за урок и общую оценку группы.

Итоги урока.

Домашнее задание: §16 – 17, вопр. 5, 10, с. 78; вопр.7, с.81.

Разработчик:

Капин А.В., преподаватель химии и физики Государственного бюджетного образовательного учреждения начального профессионального образования профессионального лицея №13 Московской области.