ДЕПАРТАМЕНТ ОБРАЗОВАНИЯ ГОРОДА МОСКВЫ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ГОРОДА МОСКВЫ
«ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ № 50 ИМЕНИ ДВАЖДЫ ГЕРОЯ
СОЦИАЛИСТИЧЕСКОГО ТРУДА Н. А. ЗЛОБИНА»
(ГБПОУ ПК №50 ИМЕНИ ДВАЖДЫ ГЕРОЯ
СОЦИАЛИСТИЧЕСКОГО ТРУДА Н. А. ЗЛОБИНА)

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ И ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

ОДП.12 Химия

профессия **08.01.07. Мастер общестроительных работ**

Москва
2018

ОДОБРЕНА
Цикловой комиссией
преподавателей
общеобразовательных,
гуманитарных и
естественнонаучных
учебных дисциплин

Разработана на основе Федерального компонента государственного стандарта среднего общего образования для профессий среднего профессионального образования
08.01.07. Мастер общестроительных работ

Протокол № 1
от «31» 08 2018 г.
Протокол №_____
от «__»_____20__ г.
Протокол №_____
от «__»_____20__ г.

Председатель
цикловой комиссии
_____Борзенкова Л.В.
_____ Борзенкова Л.В.
_____ Борзенкова Л.В.

Составитель (автор): Дьяконова Ю.Н., преподаватель первой квалификационной категории ГБПОУ ПК № 50 имени дважды Героя Социалистического Труда Н.А.Злобина

Пояснительная записка

Методические указания к лабораторным работам и практическим занятиям по дисциплине ОДП. 12 «Химия» разработаны для студентов, обучающихся по профессии 08.01.07. Мастер общестроительных работ.

Учебная методическая разработка по дисциплине «Химия» содержит теоретический и практический материал: разработки лабораторных и практических занятий, рекомендации по технике безопасности при работе с различными реактивами, указания, позволяющие студенту самостоятельно разобраться с решением задач по дисциплине.

Выполнение обучающимися лабораторных работ и практических занятий направлено на:

- обобщение, систематизацию, углубление, закрепление полученных теоретических знаний по конкретным темам дисциплин и профессиональных модулей;
- формирование умений применять полученные знания на практике, реализацию единства интеллектуальной и практической деятельности;
- развитие интеллектуальных умений у будущих специалистов: аналитических, проектировочных, конструктивных и др;
- выработку при решении поставленных задач таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива.

Ведущей дидактической целью лабораторных работ является экспериментальное подтверждение и проверка существенных теоретических положений (законов, закономерностей).

Ведущей дидактической целью практических занятий является формирование практических умений – профессиональных (выполнять определенные действия, операции, необходимые в последующем в профессиональной деятельности) или учебных (решать задачи по математике, физике, химии, информатике и др.)

В ходе выполнения заданий лабораторной работы у обучающихся формируются практические умения и навыки обращения с различными приборами, установками, лабораторным оборудованием, аппаратурой, которые могут составлять часть профессиональной практической подготовки, а также исследовательские умения (наблюдать, сравнивать, анализировать, устанавливать зависимости, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследование, оформлять результаты).

Содержанием практических занятий являются решение разного рода задач, в том числе профессиональных (анализ производственных ситуаций, решение ситуационных производственных задач, выполнение профессиональных функций в деловых играх и т.п.) выполнение вычислений, расчетов, чертежей, работа с измерительными приборами, оборудованием, аппаратурой, работа с нормативными документами, инструктивными

материалами, справочниками, составление проектной, плановой и другой технической и специальной документации и др.

Состав и содержание практических занятий направлены на формирование общих и профессиональных компетенций.

Оценки за выполнение лабораторных работ и практических занятий выставляются по пятибалльной системе и учитываются как показатели текущей успеваемости обучающихся.

Продолжительность лабораторной работы и практического занятия не менее 2 академических часов.

Содержание

Порядок работы	7
Техника безопасности при работе в химической лаборатории	8
Лабораторное занятие №1. Обнаружение углерода и водорода в органическом соединении. Обнаружение галогенов (проба Бейльштейна).	12
Лабораторное занятие №2. Получение метана и изучение его свойств: горения, отношения к бромной воде и раствору перманганата калия.	18
Лабораторное занятие №3. Получение этилена дегидратацией этилового спирта.	23
Лабораторное занятие №4. Изучение свойств карбоновых кислот. Изучение физических и химических свойств жиров. Мыла.	26
Лабораторное занятие №5. Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.	33
Лабораторное занятие № 6. Распознавание пластмасс и волокон.	39
Лабораторное занятие № 7. Изготовление моделей молекул некоторых органических и неорганических веществ	49
Лабораторное занятие № 8. Очистка веществ фильтрованием и дистилляцией. Очистка веществ перекристаллизацией.	52
Лабораторное занятие № 9. Приготовление растворов с заданной массовой долей растворенного вещества. Расчеты, связанные с концентрацией растворов.	59
Лабораторное занятие № 10. Решение экспериментальных задач по теме «Гидролиз».	62
Лабораторное занятие № 11. Сравнение свойств неорганических и органических веществ.	67
Лабораторное занятие № 12. Получение, собирание и распознавание газов.	78
Лабораторное занятие № 13. Решение экспериментальных задач по теме: «Металлы» и «Неметаллы».	89
Практическое занятие №1 Решение расчетных задач на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе.	93
Практическое занятие №2	99

Решение расчетных задач по химическим формулам и уравнениям.	
Практическое занятие №3 Составление электронных формул и графических схем атомов и ионов химических элементов.	109
Практическое занятие №4 Расчеты с использованием понятия доли и на состав смесей.	115
Практическое занятие №5 Решение расчетных задач по теме: «Растворы».	120
Практическое занятие №6 Генетическая взаимосвязь между классами неорганических соединений.	128
Практическое занятие №7 Составление окислительно- восстановительных реакций.	132
Практическое занятие №8 Решение расчетных задач по темам: «Металлы» и «Неметаллы».	139
Рецептура приготовления некоторых растворов, используемых в лабораторном практикуме	154
Справочные сведения по органической химии	156

Порядок работы

Лабораторные и практические работы по химии проводятся в специально оборудованном химическом кабинете. Выполнение работ связано с использованием оборудования, химической посуды и реактивов, способных нанести травмы при неумелом обращении. Поэтому студенты должны с первых дней приучаться к аккуратной и внимательной работе, строгому соблюдению правил техники безопасности.

При работе в химическом кабинете необходимо придерживаться следующих правил:

1. Работы проводить индивидуально, соблюдать тишину.

2.Предварительно повторить теоретический материал соответствующей главы и ознакомиться с содержанием практической работы.

3. Проверить наличие необходимого оборудования и реактивов для данной работы.

4. Уяснить и точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве.

5. Соблюдать все меры предосторожности, указанные в инструкции или сообщенные предварительно устно.

6. Внимательно следить за ходом опыта. В случае неудачной постановки опыта, прежде чем его повторить, следует установить причину; в сомнительных случаях обращаться к преподавателю.

7. Все записи наблюдений делать сразу же после окончания опыта в папке для лабораторных работ.

8. После окончания работы вымыть использованную посуду и привести рабочее место в порядок.

9. Сдать реактивы преподавателю.

Отчет о работе должен содержать следующие сведения:

1. Номер работы.
2. Название работы.
3.Цель работы, рабочее задание
4.Материалы, оборудование, реактивы
5. Краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта.
6. Наблюдения.
7. Уравнения протекающих реакций.
8. Расчеты, таблицы, графики.
9. Отчёт о работе оформляется в виде таблицы:

№ и название опыта	Что наблюдали?	УХР. Выводы

10. Выводы.
11. Ответы на контрольные вопросы

Отчет о проделанной работе проверяет преподаватель.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Общие меры безопасности

 Помните, что химическая лаборатория – место повышенной опасности.
 Запрещается приступать к выполнению работы без разрешения преподавателя или лаборанта.
 В лаборатории необходимо находиться в застегнутом лабораторном халате. При себе должно быть небольшое полотенце для рук.
 Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, порядок, чистоту. Аккуратно обращайтесь с химической посудой, приборами и реактивами.
 Не допускайте попадания в глаза любого вещества. Для защиты глаз лучше использовать защитные очки или маску. Студентам, носящим контактные линзы, необходимо иметь при себе контейнер для их хранения. Некоторые едкие и токсичные вещества легко адсорбируются на поверхности контактных линз. Это может вызвать болезненные ощущения или покраснение глаз. При первых признаках неудобства или рези в глазах необходимо снять контактные линзы. На лабораторный практикум лучше всего приходить в очках.
 Не нагревайте, не смешивайте, не лейте и не взбалтывайте реактивы вблизи от лица. Всегда направляйте горло сосуда от лица и тела. Не направляйте горло сосуда в сторону работающих поблизости товарищей.
 Никогда не набирайте жидкость в пипетку ртом, всегда пользуйтесь грушей или приспособлением для отбора проб. Помните, что пары всех органических растворителей токсичны, особенно в больших концентрациях.
 Избегайте вдыхания паров или пыли веществ, с которыми вы работаете. Со всеми пылящими или парящими веществами работы проводят только в вытяжном шкафу с опущенными створками, надевая защитные перчатки.
 Будьте осторожны с сильными кислотами и щелочами. Никогда не добавляйте воду к концентрированным кислотам и твердым щелочам. Для приготовления разбавленного раствора концентрированную кислоту тонкой струйкой приливают в воду при постоянном перемешивании и охлаждении. При растворении щелочи ее добавляют в воду маленькими кусочками, также при перемешивании и охлаждении.
 При работе в вытяжном шкафу не следует наклоняться внутрь рабочего объема вытяжного шкафа, так как пары и мелкие частицы реактивов потоком воздуха уносятся вверх и могут попасть вам в лицо, дыхательные пути и глаза.
 Никогда ничего не пробуйте в лаборатории на вкус, даже если вы уверены в безопасности вещества (например, сахароза или хлорид натрия). В следующий раз вы случайно можете попробовать ядовитое вещество.

 Не принимайте пищу, не пейте и не курите в лаборатории, тем более не используйте для приема пищи или воды лабораторную посуду.
 Не оставляйте без присмотра действующие установки, не поручайте товарищам наблюдение за установками, не вышедшими на режим.
 Не допускайте нагревания замкнутой системы любого типа – это может привести к взрыву в результате резкого повышения давления паров в системе.
 Если какие-то этапы работы вам непонятны или вызывают сомнение, обязательно проконсультируйтесь с преподавателем.

Пожароопасность

 Помните, что многие органические жидкости и их пары могут легко воспламеняться. Наиболее опасны легколетучие вещества, такие как диэтиловый и петролейный эфиры, сложные эфиры, ацетон. Для них существует специальный термин – легко воспламеняющиеся жидкости (ЛВЖ). В этом отношении наиболее опасен диэтиловый эфир, имеющий низкую температуру самовоспламенения, равную 164 °С.
 ЛВЖ должны находиться на вашем рабочем месте только в минимальном количестве, необходимом для выполнения работы.
 Работу с ЛВЖ надо проводить только в вытяжном шкафу, нельзя допускать контакта их паров с открытым пламенем, электропроводкой, электроприборами и другими возможными источниками возгорания.
 Перед началом работы с эфиром или любым другим легколетучим и легковоспламеняющимся веществом предупредите об этом работающих рядом с вами, чтобы избежать случайного использования открытого пламени.
 Запрещается нагревать ЛВЖ на открытом пламени, вблизи огня или в открытом сосуде. Для нагревания органических жидкостей лучше применять водяную или масляную баню, электрическую плитку с закрытой спиралью.
 Нельзя использовать для нагревания жидкостей стеклянную посуду с трещинами. В процессе нагревания трещина может увеличиться и стеклянный сосуд лопнет. Это приведет к попаданию растворителя на нагретую поверхность и может спровоцировать пожар.
 Не забудьте положить «кипелки» в нагреваемую жидкость до начала нагревания. Запрещается класть «кипелки» в нагретую до кипения жидкость, так как при этом может произойти бурное вскипание, выброс жидкости из прибора. Это может привести к возгоранию или ожогам у работающих.
 Если произошло возгорание на рабочем месте, отключите вентиляцию, электричество общим рубильником, позовите преподавателя или лаборанта. Небольшой очаг возгорания засыпьте песком или накройте асбестовым одеялом. В случае возгорания на большой площади используйте огнетушитель и вызовите пожарную команду, не прекращая бороться с огнем.
 Не пытайтесь тушить очаг возгорания водой. Это неэффективно, если горит не смешивающееся с водой вещество, и опасно, если загоревшееся вещество способно вступать с водой в реакцию.

 Не проводите перегонку любых органических веществ досуха, в колбе обязательно должно остаться не менее 2 – 3 мл жидкости.

Первая помощь при несчастных случаях
Несоблюдение техники безопасности может привести к несчастным случаям.

 В случае любого, даже незначительного на первый взгляд происшествия немедленно поставьте в известность преподавателя.
 При легком термическом ожоге пораженный участок следует обмыть струей холодной воды и обработать этиловым спиртом. При сильных ожогах пораженное место обмыть струей холодной воды и обратиться к врачу.
 При ожогах бромом промойте пораженное место проточной водой, а затем 10% раствором тиосульфата натрия. После вдыхания паров брома следует понюхать разбавленный раствор аммиака и выйти на свежий воздух.
 При ожогах фенолом или его раствором протирайте побелевший участок кожи спиртом или глицерином до тех пор, пока не восстановится ее нормальный цвет, затем промойте водой и наложите компресс из ваты или марли, смоченной глицерином.
 При попадании на кожу кислоты необходимо смывать ее проточной водой в течение 15 мин, затем пораженный участок промыть 2-3% раствором питьевой соды.
 При попадании на кожу щелочи также смывайте ее проточной водой в течение 15 мин, а затем обработайте пораженный участок 2-3% раствором уксусной или борной кислоты.
 Аммиак и амины почти не действуют на кожу, однако при попадании в глаза могут вызвать их сильное поражение. В этом случае глаза необходимо промыть струей воды и затем слабым раствором борной кислоты.
 При попадании любых веществ в глаза тщательно промойте их большим количеством проточной воды и обязательно обратитесь к врачу.
 При возгорании одежды на человеке набросьте на него войлочное одеяло или любую плотную ткань, чтобы сбить пламя. Не позволяйте пострадавшему бежать, это усилит горение.
 При порезах об осколки стекла в первую очередь удалите их из раны, края раны дезинфицируйте 3% спиртовым раствором иода и наложите стерильную повязку.

Порядок завершения работы

 По окончании работы выключите источники нагрева, дождитесь охлаждения всех нагретых частей приборов и только после этого приступайте к разбору установки.
 Собранный в процессе перегонки дистиллят под руководством лаборанта перенесите в специально отведенную для него склянку, не оставляйте его в колбе. Твердые вещества пересыпьте в стеклянные плотно закрывающиеся

пузырьки или банки, снабженные четкими надписями, содержащими название вещества и его формулу.
 Остатки органических растворителей вылейте в банку для слива. Запрещается выливать органические растворители в раковину, а также выбрасывать остатки твердых веществ в мусорную корзину.
 Вымойте за собой посуду, сдайте рабочее место дежурным по лаборатории или лаборанту.

Инструкция

по лабораторной работе № 1.

Тема: Обнаружение углерода и водорода в органическом соединении. Обнаружение галогенов (проба Бейльштейна).

Цель работы:
-выявить элементный состав исследуемого органического вещества (предельного углеводорода) химическим методом качественного анализа;
-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;
-развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;
-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование:

для опыта №1 - металлический штатив с лапкой, две пробирки, газоотводная трубка с пробкой, стеклянная палочка, горелка (спиртовка), спички, вата; исследуемое вещество (парафин или смесь парафина, бензина, вазелина), известковая вода $Ca(OH)_2$ или баритовая вода $Ba(OH)_2$ – раствор гидроксид бария, оксид меди (II) CuO, безводный сульфат меди $CuSO_4$;

для опыта №2 - горелка (спиртовка), медная проволока длиной около 10 см с пробкой, пробирка; исследуемое вещество (хлороформ или другое вещество, содержащее хлор).

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия». (стр.)

Необходимо соблюдать осторожность при работе с сульфатом меди и хлороформом, т.к. эти соединения являются вредными для здоровья (в большом количестве).

Опыт с хлороформом проводить только в присутствии преподавателя, т.к. это вещество относится к канцерогенным веществам третьей категории.

Зажигать спиртовку (газовую горелку) разрешается только от спички. Запрещается наклоняться над горящей горелкой (спиртовкой).Необходимо начинать со слабого нагрева всей пробирки (слабым пламенем под пробиркой) и только затем вести дальнейший нагрев вещества.

2.Опорные понятия теоретического материала

Углеводороды *— соединения, состоящие только из атомов углерода и водорода.* Углеводороды делят на *циклические* (карбоциклические соединения) и *ациклические.*

Циклическими (карбоциклическими) называют соединения, в состав которых входит один или более циклов, состоящих только из атомов углерода (в отличие от гетероциклических соединений, содержащих гетероатомы — азот, серу, кислород и т. д.). Карбоциклические соединения, в свою очередь, делят на ароматические и неароматические (алициклические) соединения.

К ациклическим углеводородам относят органические соединения, углеродный скелет молекул которых представляет собой незамкнутые цепи.

Эти цепи могут быть образованы одинарными связями (алканы), содержать одну двойную связь (алкены), две или несколько двойных связей (диены или полиены), одну тройную связь (алкины).

Углеводороды, в особенности алканы, — это основные природные источники органических соединений и основа наиболее важных промышленных и лабораторных синтезов.

Предельные углеводороды называют парафинами. *Парафины* – это исторически сложившееся название предельных углеводородов (лат. parrum affinis - малоактивный). По сравнению с другими углеводородами они относительно менее активны.

Выявить состав смеси веществ или отдельного вещества возможно методами *качественного анализа*. Применяются химические, спектроскопические и хроматографические методы анализа. Для выявления элементного состава органических соединений используется *химический метод качественного анализа,* которыйосновывается на том, что с помощью специальных реагентов выбирается такой тип реакций, который позволяет сделать вывод о наличии определенных групп атомов (функциональных групп) или ионов в исследуемом веществе.

Качественное обнаружение элементов в веществе возможно следующими путями:

— обнаружение ионов, которые образуются при помощи подходящих реакций;

— взаимодействие веществ (в большинстве случаев реакции окисления) с образованием газообразных продуктов, которые могут быть обнаружены.

Присутствие углерода в органических соединениях в большинстве случаев можно обнаружить по обугливанию вещества при осторожном его прокаливании.

Наиболее точным методом открытия углерода и одновременно с ним водорода является сожжение органического вещества в смеси с мелким порошком оксида меди. Углерод образует с кислородом оксида меди(II) углекислый газ, а водород — воду. Оксид меди восстанавливается до металлической меди, например:

$$C_{13}H_{28} + 40CuO \rightarrow 13CO_2 + 14H_2O + 40Cu$$

Для обнаружения углерода и водорода в органических соединениях обычно используют парафин или смесь парафина, бензина и вазелина.

Определяют водород и углерод качественным элементным анализом. Парафин, бензин и вазелин являются продуктами фракционной перегонки нефти. Продукты перегонки нефти имеют различное применение.

Качественный элементный анализ органических соединений

Элемент	Обнаружение в виде	Проведение анализа	Отличительный признак реакции
Хлор	Хлорида меди (II)	Медную проволоку «смачивают» исследуемым раствором и вносят в пламя горелки (проба Бейльштейна)	Зеленое пламя
Углерод	Диоксида углерода	Покрывают вещество оксидом меди(II), нагревают, выделяющийся газ пропускают (недолго) через баритовую воду	Осадок белого цвета
Водород	Воды	Вещество покрывают слоем оксида меди(II), нагревают, помещают каплю жидкости на бумагу, пропитанную хлоридом кобальта(II)	Изменение голубого цвета на светло-розовый

Бензин – это смесь углеводородов, получаемых при прямой перегонке нефти с температурой кипения не выше 205 ^{0}C. Используется в основном как авиационное и автомобильное топливо. Он состоит в основном из углеводородов, содержащих в молекулах в среднем от 5 до 9 атомов углерода.

Вазелин используется в медицине. Он состоит из смеси жидких и твердых углеводородов.

Парафин применяется для получения высших карбоновых кислот, для пропитки древесины в производстве спичек и карандашей, для изготовления свечей, гуталина и т.д. Он состоит из смеси твердых углеводородов.

Для обнаружения галогенов (в частности хлора) используется хлороформ (трихлорметан), который является галогенопроизводным метана.

Определяют хлор окрашиванием пламени (предварительная проба). Это окрашивание бесцветного пламени газовой горелки летучими солями металлов, в большинстве случаев галогенидов, которые с помощью

нихромовой проволочки вводятся в пламя. Однозначное определение возможно только с помощью спектроскопа.

Окрашивание пламени (предварительная проба)

Элемент	Литий	Натрий	Калий	Кальций	Барий	*Медь*
Окраска пламени	Красный	Желтый	Фиолетовый	Кирпично-красный	Желто-зеленый	*Зеленый*

Хлороформ $CHCl_3$ (*трихлолрметан*) – жидкость, которая применяется для наркоза при хирургических операциях и как растворитель. Он может быть получен в ходе цепной реакции галогенирования метана, протекающей по свободнорадикальному механизму.

В случае избытка галогена хлорирование может пойти дальше, вплоть до полного замещения всех атомов водорода на хлор:

$$CH_3C1 + C1_2 \xrightarrow{h\nu} HC1 + CH_2C1_2$$

дихлорметан

$$CH_2C1_2 + C1_2 \xrightarrow{h\nu} HC1 + CHC1_3$$

трихлорметан (хлороформ)

$$CHC1_3 + C1_2 \xrightarrow{h\nu} HC1 + CC1_4$$

тетрахлорметан

(четыреххлористый углерод)

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Опыт №1. Определение углерода и водорода в органическом соединении (парафине)

Соберите прибор, как показано на рисунке 1.

Смесь 1—2 г оксида меди (II) и около 0,2 г парафина хорошо перемешайте и поместите на дно пробирки. Сверху насыпьте еще немного оксида меди (II). В верхнюю часть пробирки введите в виде пробки небольшой кусочек ваты и насыпьте на нее тонкий слой белого порошка безводного сульфата меди (II).

Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. При этом конец трубки должен почти упираться в комочек ваты с сульфатом меди (II). Нижний конец газоотводной трубки должен быть погружен в пробирку с баритовой водой (раствор гидроксида бария) или известковой водой (раствор гидроксида кальция).

Нагрейте пробирку в пламени горелки. Если пробка плотно закрывает пробирку, то через несколько секунд из газоотводной трубки начнут выходить пузырьки газа. Как только баритовая вода помутнеет, пробирку с ней следует

удалить и продолжать нагревание, пока пары воды не достигнут белого порошка сульфата меди (II) и не вызовут его посинения.

После изменения окраски сульфата меди (II) следует прекратить нагревание.

Таким образом, обнаружив образовавшиеся в результате реакции углекислый газ и воду, можно установить в исследованном веществе наличие углерода и водорода. Так как эти элементы не содержались в добавленном оксиде меди (II), то они могли находиться только во взятом для анализа органическом веществе.

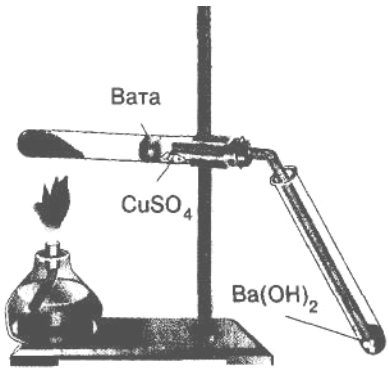


Рис.1 *Определение состава продуктов*

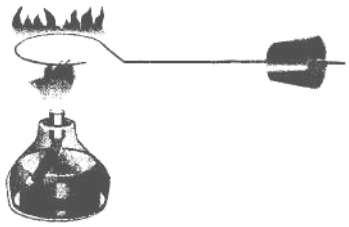


Рис.2 *Определение окисления органического вещества галогена в хлороформе*

Для анализа можно использовать смесь парафина, бензина и вазелина.

Опыт №2.Обнаружение галогенов (проба Бейльштейна)

Галогены можно обнаружить при помощи реакции окрашивания пламени, предложенную русским химиком Ф. Ф. Бейльштейном.

Для проведения опыта требуется медная проволока длиной около 10 см, загнутая на конце петлей и вставленная другим концом в небольшую пробку (рис. 2).

Держа за пробку, прокалите петлю проволоки до исчезновения посторонней окраски пламени. Остывшую петлю, покрывшуюся черным налетом оксида меди (II), опустите в пробирку с хлороформом или с другим органическим веществом, содержащим хлор, затем смоченную веществом петлю вновь внесите в пламя горелки. Немедленно появляется характерная зеленовато-голубая окраска пламени.

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы

1. Почему помутнел раствор баритовой воды? О содержании какого элемента в исследуемом растворе свидетельствует помутнение известковой (или баритовой воды)? Напишите уравнение реакции.

2. Почему белый порошок сульфата меди (II) стал голубым? О содержании какого элемента это свидетельствует. Напишите уравнение реакции.
3. Что образовалось из оксида меди (II) и какие наблюдения это подтверждают?
4. От присутствия какого элемента в опыте№2 пламя окрашивается в зеленый цвет?
5. Какие методы качественного анализа используются для обнаружения химических элементов в органических веществах?

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.
повторение

Инструкция

по лабораторной работе № 2

Тема: Получение метана и изучение его свойств: горения, отношения к бромной воде и раствору перманганата калия.

Цель работы:
- освоить лабораторный способ получения метана и изучить его свойства;
-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;
-развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;
-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: пробирки, газоотводная трубка, промывалка, фарфоровые чашки, кристаллизатор, лучина, огнезащитная прокладка, стакан, штатив, цилиндр, горелка.
Реактивы: натронная известь, ацетат натрия, гексан, керосин, парафин, оксид меди (II), безводный сульфат меди (II), известковая вода, раствор перманганата калия, бромная вода.

Этапы проведения работы:

1. Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать меры безопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

Соблюдать правила работы с горючими газами и нагревательными приборами. Не допускать попадания натронной извести на кожу.

Соблюдать правила работы с горючими жидкостями. Работать с небольшими количествами жидких углеводородов (не более 2 мл).

Соблюдать правила работы с горючими веществами. Не наклоняться над кипящим парафином. Не допускать попадание парафина на одежду, кожу.

2.Опорные понятия теоретического материала

Мета́н — простейший углеводород, бесцветный газ (в нормальных условиях) без запаха, химическая формула — CH_4. Малорастворим в воде, легче воздуха. При использовании в быту, промышленности в метан обычно добавляют одоранты со специфическим «запахом газа». Однако имеются данные, что метан относится к токсическим веществам, действующим на центральную нервную систему.

Накапливаясь в закрытом помещении, метан становится взрывоопасен. Обогащение одорантами делается для того, чтобы человек вовремя заметил

утечку газа. На промышленных производствах эту роль выполняют датчики, и во многих случаях метан для лабораторий и промышленных производств поставляется без добавления одорантов.

Взрывоопасен при концентрации в воздухе от 4,4 % до 17 %. Наиболее взрывоопасная концентрация 9,5 %. Проявляет наркотические свойства; наркотическое действие ослабляется малой растворимостью в воде и крови.

Метан — первый член гомологического ряда насыщенных углеводородов (алканов), наиболее устойчив к химическим воздействиям. Подобно другим алканам вступает в реакции радикального замещения (галогенирования, сульфохлорирования, сульфоокисления, нитрования и др.), но обладает меньшей реакционной способностью.

Специфична для метана реакция с парами воды, которая протекает на Ni/Al_2O_3 при 800—900 °C или без катализатора при 1400—1600 °C; образующийся синтез-газ может быть использован для синтеза метанола, углеводородов, уксусной кислоты, ацетальдегида и других продуктов.

Горит в воздухе голубоватым пламенем, при этом выделяется энергия около 33,066 МДж на 1 м³. С воздухом образует взрывоопасные смеси при объёмных концентрациях от 4,4 % до 17 %. Температура кипения −161,5°C (при нормальном давлении)

Химические свойства метана

Метан представляет собой мало реакционноспособное органическое соединение. Так, в обычных условиях он не реагирует с концентрированными кислотами, расплавленными и концентрированными щелочами, щелочными металлами, галогенами (кроме фтора), перманганатом калия и дихроматом калия в кислой среде.

Все химические превращения, характерныедля метана протекают с расщеплением связей C-H:

галогенирование

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl\ (h\nu);$$

нитрование

$$CH_4 + HONO_{2\ (dilute)} \rightarrow CH_3\text{-}NO_2 + H_2O\ (t^0);$$

сульфохлорирование

$$CH_4 + SO_2 + Cl_2 \rightarrow CH_3\text{-}SO_2Cl + HCl\uparrow\ (h\nu);$$

Различают каталитическое (в качестве катализаторов применяют соли меди и марганца) (1, 2, 3) и полное (сгорание) (4) окисление метана:

$$2CH_4 + O_2 \rightarrow 2CH_3OH\ (p, t^0)\ (1);$$

$$CH_4 + O_2 \rightarrow HC(O)H + H_2O\ (NO, t^0)\ (2);$$

$$2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2HCOOH + 2H_2O\ (kat = Pt, t^0)\ (3);$$

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + Q\ (4).$$

Конверсию метана водяным паром и диоксидом углерода также можно отнести к способам его окисления:

$$CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2\ (kat = Ni, t = 800^oC);$$

$$CH_4 + CO_2 \rightarrow 2CO + 2H_2.$$

Крекинг метана – важнейший метод химической переработки нефти и её фракций с целью получения продуктов меньшей молекулярной массы – смазочных масел, моторных топлив и т.д., а также сырья для химической и нефтехимической промышленности:

$$2CH_4 \rightarrow HC{\equiv}CH + 3H_2 \ (t = 1500^oC).$$

Применение метана

Метан составляет сырьевую основу важнейших химических промышленных процессов получения углерода и водорода, ацетилена, кислородсодержащих органических соединений – спиртов, альдегидов, кислот.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

3.1.Соберите установку для получения метана, как показано на рисунке 3.

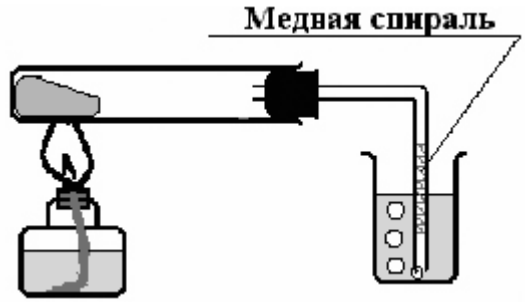


Рис. 3. Установка для получения метана.

3.2.Заполните таблицу.

№ и название опыта	Действия	Уравнения реакций	Наблюдения, выводы
1	3	4	5
1. Получение метана	1. Тщательно перемешаем натронную известь с ацетатом натрия и поместим в пробирку. Закроем пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Нагреем смесь. 2. Подожжем метан.	$CH_3COONa + NaOH \rightarrow$	CH_4 – это…., который горит пламенем … цвета.
2. Горение метана и изучение его физических свойств	1. Заполним метаном цилиндр. 2. Подожжем метан.	$CH_4 + O_2 \rightarrow$	CH_4 представляет собой … газ, … в воде. Он … воздуха. Вывод: CH_4 - …газ.
3. Горение жидких алканов.	1. Подожжем небольшие	$C_6H_{14} + O_2 \rightarrow$	1. Сравните скорость загорания гексана и

	количества гексана и керосина.		керосина. 2. Керосин горит с выделением … Вывод: алканы с небольшой Mr загораются …, чем алканы с большой Mr.
4. Горение твердых углеводородов.	1. Нагреем парафин до кипения. 2. Выливаем кипящий парафин из пробирки в кристаллизатор, наполненный водой.		Кипящий парафин, смешиваясь с воздухом, ….
5. Установление качественного состава предельных углеводородов	1. Общим методом определения углерода и водорода в органических соединениях является окисление веществ оксидом двухвалентной меди. При этом углерод окисляется до углекислого газа, а водород до воды. 2. Углекислый газ обнаруживают при помощи известковой воды. 3. Воду обнаруживают безводным сульфатом меди (II).	1. $C_{18}H_{38} + CuO \rightarrow$ 2. $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$ 3. $CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow$	1. CuO восстанавливается до Cu или до Cu_2O, имеющих … цвет. 2. Известковая вода … от …. Образование CO_2 доказывает наличие … 3. Под действием воды … $CuSO_4$ переходит в … кристаллогидрат - медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Появление воды доказывает наличие…
6. Отношение метана к раствору перманганата калия и бромной воде.	1. Пропустим метан через раствор перманганата калия. 2. Пропустим метан через бромную воду.		1. Изменяют ли свою окраску раствор $KMnO_4$ и Br_2? Вывод: CH_4 стоек к …

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1.Почему используется безводный ацетат натрия? Зачем необходима натронная известь? Составьте уравнение реакции получения метана.
2. Как изменяется окраска растворами перманганата калия и бромной водой при пропускании через них метана? К какому гомологическому ряду относится метан?
3. Каков цвет пламени при горении метана? Почему? Напишите уравнение реакции горения.

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.
повторение

Инструкция

по лабораторной работе № 3

Тема: Получение этилена дегидратацией этилового спирта.

Цель работы:
-научиться собирать простейшую лабораторную установку, получить в лаборатории этилен реакцией дегидратации спиртов, собирать газ;
-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;
-развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;
-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: Прибор для получения и собирания нерастворимых газов, жидкостной термометр (до 200 °С) в пробке реактора (пробирки или колбы), хлоркальциевая трубка с натронной известью (для улавливания SO_2), штатив железный с лотком, лучина, кристаллизатор с водой, щипцы тигельные, спиртовка, спички, крышка тигля, штатив с пробирками, санитарная склянка;
Реактивы: этанол C_2H_5OH, H_2SO_4 (конц.), пемза, пористый фарфор или песок (мелкозернистый), растворы Br_2 (бромная вода), Na_2CO_3 или $NaHCO_3$, $KMnO_4$, дистиллированная вода.

Этапы проведения работы:

1. Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать меры безопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

Необходимо соблюдать правила обращения со спиртами, растворами кислот и солей, газообразным этиленом.

Осторожно обращайтесь с химическим оборудованием!

2.Опорные понятия теоретического материала

Этиле́н (по ИЮПАК: **этен**) — органическое химическое соединение, описываемое формулой C_2H_4. Является простейшим алкеном (*олефином*), изологом этана. При нормальных условиях — бесцветный горючий газ со слабым запахом. Частично растворим в воде (25,6 мл в 100 мл воды при 0 °C), этаноле (359 мл в тех же условиях). Хорошо растворяется в диэтиловом эфире и углеводородах. Содержит двойную связь и поэтому относится к ненасыщенным или непредельным углеводородам. Играет чрезвычайно важную роль в промышленности, а также является фитогормоном. Этилен — самое производимое органическое соединение в мире. Этилен обладает наркотическим действием.

Этилен — химически активное вещество. Так как в молекуле между атомами углерода имеется двойная связь, то одна из них, менее прочная, легко разрывается, и по месту разрыва связи происходит присоединение, окисление, полимеризация молекул.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

3.1. Подготовить реактор к работе (рис.4)

В реактор (пробирка с отводной трубкой) на 1/4 налить заранее приготовленной смес из 1 части этилового спирта и 3 частей концентрированной H_2SO_4 (по объему). В жидкость бросить осколки пемзы, пористого фарфора или песка для равномерного кипения при нагревании. Закрыть реактор пробкойс жидкостным термометром, соединить с хлоркальциевой трубой, заполненной зернистой натронной известью (для поглощения SO_2).

3.2. Получить этилен лабораторным способом

Смесь нагревать, собирая этилен вытеснением воды из сборника.

3.3. Получить этилен, используя в качестве катализатора песок SiO_2 и глину (алюмосиликат) (рис.5). Написать уравнение реакции синтеза этилена из этилового спирта.

В пробирку поместить речной песок, пропитанный спиртом, а поверх слоем в 4–5 см катализатор (необожженная глина, подсушенная и измельченная до размеров булавочной головки).

Смесь нагревать, собирая этилен вытеснением воды из сборника.

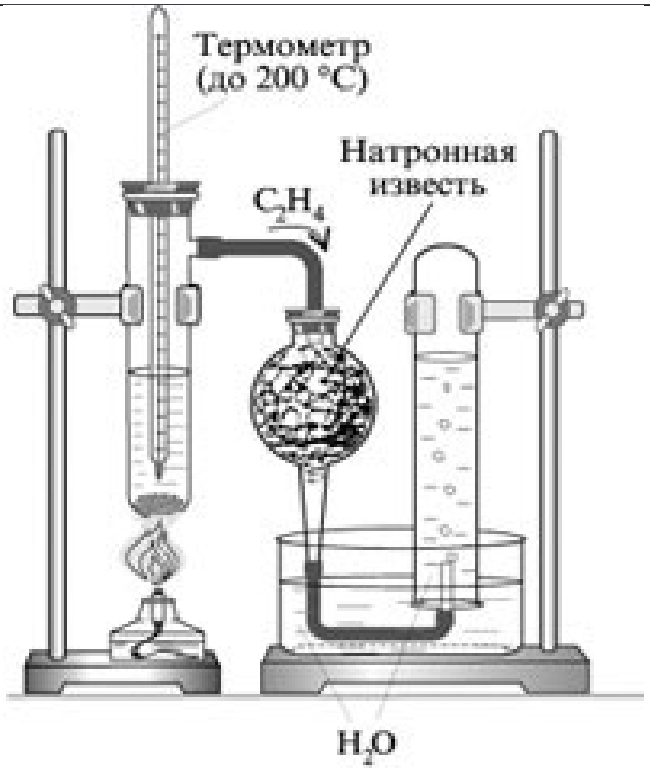


Рис.4. Реактор для получения этилена

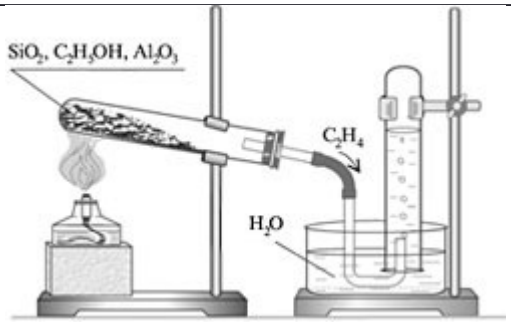


Рис.5. Прибор для получения этилена

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1.В качестве чего при получении этилена используется песок?

2. Какова роль концентрированной серной кислоты в реакции получения этилена? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.

повторение

Инструкция

по лабораторной работе № 4

Тема: Изучение свойств карбоновых кислот. Изучение физических и химических свойств жиров. Мыла.

Цель работы:

-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах**;**

-получить уксусную кислоту и изучить её свойства;

-закрепить знания о карбоновых кислотах;

-практически исследовать химические свойства карбоновых кислот общие со свойствами минеральных кислот на примере уксусной кислоты;

-познакомиться со свойствами жиров;

-сравнить свойства мыла и СМС (синтетического моющего средства);

-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;

-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;

-развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;

-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: широкая пробирка, химический стакан, пробка с трубкой (воздушный холодильник), водяная баня, штатив с пробирками, пробка, фильтровальная бумага.

Реактивы: концентрированная уксусная кислота, изоамиловый спирт, концентрированная серная кислота, сульфат натрия (крист., безводный), раствор соды (10%), растительное масло, спирт, бензин, вода, раствор йодной воды, раствор мыла, СМС, гидроксид натрия, фенолфталеин, раствор хлорида кальция

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

2.Опорные понятия теоретического материала

Карбоновые кислоты - органические соединения, в молекулах которых содержатся одна или несколько карбоксильных групп, соединённых с углеводородным радикалом или атомом водорода.

Классификация карбоновых кислот

Получение: В лаборатории карбоновые кислоты можно получить из их солей, действуя на них серной кислотой при нагревании, например:

$2CH_3– COONa + H_2SO_4 \rightarrow 2CH_3 – COOH + Na_2SO_4$

В промышленности получают окислением углеводородов, спиртов и альдегидов.

Химические свойства:

1. Из-за смещения электронной плотности от гидроксильной группы O–H к сильно поляризованной карбонильной группе C=O молекулы карбоновых кислот способны к электролитической диссоциации: $R–COOH \rightarrow R–COO^- + H^+$ Сила карбоновых кислот в водном растворе невелика.

2.Карбоновые кислоты обладают свойствами, характерными для минеральных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот.

$2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2$

$2CH_3COOH + CaO \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O$

$H–COOH + NaOH \rightarrow H–COONa + H_2O$

$2CH_3CH_2COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3CH_2COONa + H_2O + CO_2$

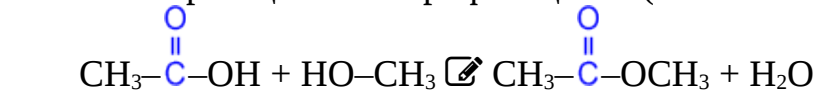
$CH_3CH_2COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3CH_2COONa + H_2O + CO_2$

Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот (HCl, H_2SO_4 и т.д.) и поэтому вытесняются ими из солей:

$CH_3COONa + H_2SO_4(конц.) \rightarrow CH_3COOH + NaHSO_4$

3. Образование функциональных производных:

а) при взаимодействии со спиртами (в присутствии концентрированной H_2SO_4) образуются сложные эфиры. Образование сложных эфиров при взаимодействии кислоты и спирта в присутствии минеральных кислот называется реакцией этерификации (ester с латинского "эфир").

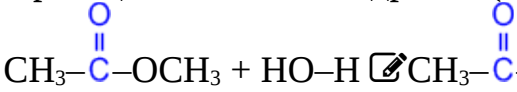


$CH_3–COOH + HO–CH_3 \rightleftharpoons CH_3–COOCH_3 + H_2O$

уксусная кислота метиловый спирт — метиловый эфир уксусной кислоты

Общая формула сложных эфиров $R–COOR'$ где R и R' – углеводородные радикалы: в сложных эфирах муравьиной кислоты – формиатах –R=H.

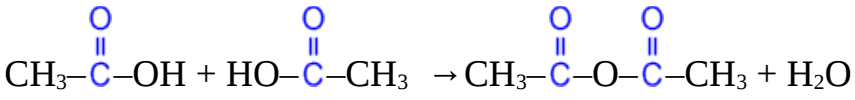
Обратной реакцией является гидролиз (омыление) сложного эфира:



$CH_3–COOCH_3 + HO–H \rightleftharpoons CH_3–COOH + CH_3OH.$

Как видно, процесс этерификации обратимый.

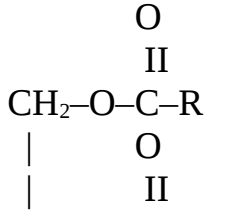
б) при воздействии водоотнимающих реагентов в результате межмолекулярной дегидратации образуются ангидриды



Применение: в пищевой и химической промышленности (производство ацетилцеллюлозы, из которой получают ацетатное волокно, органическое стекло, киноплёнку; для синтеза красителей, медикаментов и сложных эфиров).

ЖИРЫ

Главной составной частью растительных и животных жиров являются сложные эфиры глицерина и высших жирных кислот (предельных – $C_{15}H_{31}COOH$ пальмитиновой, $C_{17}H_{35}COOH$ – стеариновой; непредельных $C_{17}H_{33}COOH$ – олеиновой; $C_{17}H_{31}COOH$ – линолевой; $C_{17}H_{29}COOH$ – линоленовой).

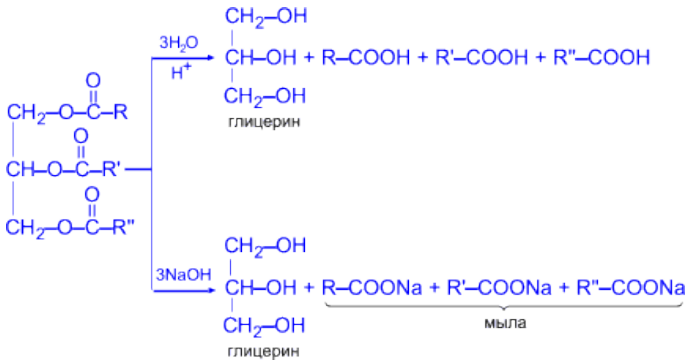


Физические свойства

Жиры, образованные предельными кислотами – твёрдые вещества, а непредельными – жидкие. Все жиры очень плохо растворимы в воде. Первый синтез жира осуществил Бертло (1854 г.) при нагревании глицерина и стеариновой кислоты.

Химические свойства

1. Гидролиз (омыление) в кислой или в щелочной среде, или под действием ферментов:



В щелочной среде образуются мыла – соли высших жирных кислот (натриевые – твёрдые, калиевые – жидкие).

Все загрязнения гидрофобны, вода их плохо смачивает, поэтому стирать в чистой воде малоэффективно.

Молекула кислотного остатка состоит из двух частей: радикала R, который выталкивается водой, и группы $–COO^-$, которая полярна, гидрофильна и легко прилипает к частицам загрязнения.

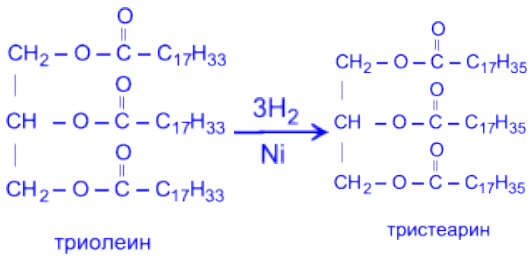
В мыльном растворе вода, выталкивая из своей среды углеводородные

радикалы удаляет вместе с ними и группу –COO^-, которая адсорбирована на поверхности загрязняющей частицы, и тем самым загрязнение удаляется вместе с кислотным остатком.

Обычное мыло плохо стирает в жёсткой воде и совсем не стирает в морской воде, так как содержащие в ней ионы кальция и магния дают с высшими кислотами нерастворимые в воде соли: $2RCOO^- + Ca \rightarrow (RCOO)_2Ca\$$

В современных моющих средствах часто используют натриевые соли высших алкилсульфокислот, которые не связываются ионами Са в нерастворимые соли.

2. Гидрирование (гидрогенизация) – процесс присоединения водорода к остаткам непредельных кислот, входящих в состав жира. При этом остатки непредельных кислот переходят в остатки предельных, и жидкие растительные жиры превращаются в твёрдые (маргарин).



триолеин тристеарин

3. Количественной характеристикой степени ненасыщенности жиров служит йодное число, показывающее сколько г йода может присоединиться по двойным связям к 100 г жира.

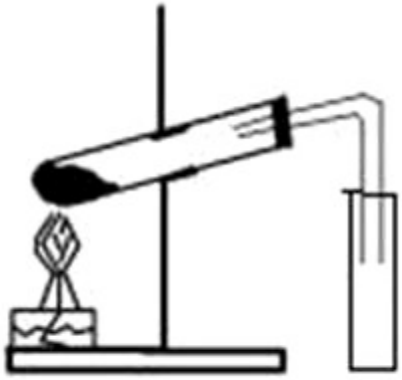
При контакте с воздухом происходит прогоркание жиров, в основе которого лежит окисление по двойным связям (образуются альдегиды и кислоты с короткой цепью) и гидролиз под действием микроорганизмов.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Опыт 1. Получение уксусной кислоты.

В пробирку с ацетатом натрия прибавить 1- 2 мл концентрированной серной кислоты. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в другую пробирку вход в пробирку прикрыть ваткой, смотрите рисунок:

Смесь в пробирке осторожно нагревайте до тех пор, пока в приёмнике – пробирке не собёрётся 1 -2 мл жидкости. Прекратите нагревание, закройте спиртовку.



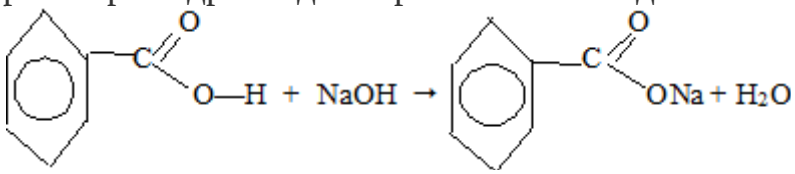
Опустите в пробирку с образовавшейся жидкости универсальную индикаторную бумагу. Как изменился цвет индикатора? Почему? Запишите уравнение диссоциации уксусной кислоты.

Опишите запах, образовавшейся жидкости? Соблюдайте осторожность при определении запаха! Составьте уравнение данной химической реакции.

Опыт 2. Растворимость карбоновых кислот

В одну пробирку налейте 2 мл воды и добавьте 3-4 капли уксусной кислоты, полученный раствор перемешайте. В другую пробирку налейте 2 мл воды и добавьте небольшое количество бензойной кислоты, содержимое перемешайте. Что наблюдаете?

Затем, пробирку с бензойной кислотой нагрейте. Что наблюдаете? Что происходит после охлаждения пробирки? Прилейте к осадку немного раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?



Чем можно объяснить различие растворимостей кислот?

Опыт 3. Взаимодействие уксусной кислоты с металлами.

Посмотрите видео-опыт «Взаимодействие уксусной кислоты с металлами»

В одну пробирку положите гранулу цинка, в другую порошок магния. В обе пробирки прилейте 1 мл уксусной кислоты. Что наблюдаете? Сравните скорость этих реакций. Запишите соответствующие уравнения химических реакций, назовите продукты, укажите тип реакции.

Опыт 4. Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями.

Посмотрите видео-опыт «Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями»

В пробирку налейте 1 мл гидроксида натрия и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Почему? Затем добавьте к содержимому пробирки уксусную кислоту. Почему происходит обесцвечивание? Запишите УХР, назовите продукты.

Опыт 5. Взаимодействие уксусной кислоты с солями слабых неорганических кислот.

Посмотрите видео-опыт «Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом натрия»

В пробирку налейте 1 мл карбоната натрия и по каплям добавьте уксусную кислоту. Что наблюдаете? Почему?
Запишите УХР, назовите продукты.

Опыт 6. Омыление жиров в водно-спиртовом растворе (мыловарение).

В колбу аккуратно поместите 3-4 г (приблизительно 1 см3) измельчённого жира и прилейте 10 мл 15%-ного спиртового раствора гидроксида натрия. Перемешайте смесь стеклянной палочкой, колбу со смесью закройте обратным холодильником, опустите в водяную баню, закрепив лапкой в штативе, и нагревайте 15-20 минут до кипения.

Омыление ведите до тех пор, пока жидкость не станет однородной.

Для определения конца омыления можно налить несколько капель полученной смеси в пробирку, добавить 5-6 мл воды и нагреть раствор. Если взятая смесь растворяется в воде без выделения капель жира, омыление можно считать законченным. Если в растворе есть капли жира, то смесь надо нагревать еще несколько минут.

Полученную густую жидкость перелейте в стакан и добавьте при перемешивании насыщенный раствор поваренной соли. При этом должен выделиться слой мыла, всплывающий на поверхность.

Дайте смеси отстояться, охладите её водой, полученное мыло извлеките на фильтровальную бумагу и просушите.

Опыт 7. Свойства жиров

В три пробирки налейте по 1 мл дистиллированной воды, спирта и бензина и добавьте в них по 2–3 капли растительного масла. Встряхните содержимое пробирок. В какой жидкости жиры растворяются лучше?

Несколько капель раствора жира в этиловом спирте и бензине нанесите на фильтровальную бумагу. Что наблюдаете после испарения растворителя?

Опыт 8. Выделение жирных кислот.

Налейте в пробирку 2 мл водного раствора обыкновенного хозяйственного мыла. Прибавьте туда разбавленную соляную или серную кислоту до образования хлопьев. Какое вещество выпадает в виде хлопьевидного осадка? Проверьте, растворяется ли осадок в щелочи. Объясните это явление.

Опыт 9. Получение нерастворимых солей жирных кислот.

В две пробирки налейте по 2 мл водного раствора мыла, затем в одну из них добавьте раствор ацетата свинца (II), а в другую – раствор сульфата меди (II). Объясните изменения, происходящие в каждой пробирке.

Опыт 10. Сравнение свойств растворов мыла и стирального порошка

К 1–2 мл растворов мыла и стирального порошка в отдельных пробирках добавьте по 2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. Сделайте вывод, какое из моющих средств лучше использовать для стирки тканей, чувствительных к щелочи (например, шерстяных).

В две пробирки налейте по 2 мл жесткой воды (раствора солей кальция, например хлорида кальция $CaCl_2$). В одну пробирку добавьте по каплям раствор мыла, а в другую – раствор стирального порошка. После внесения каждой капли содержимое пробирок взбалтывайте.

В каком случае приходится прибавлять больше раствора для образования устойчивой пены? Какой препарат не утрачивает своей моющей способности в жесткой воде? Почему?

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

Выполнить тестовые задания (выбрать один правильный ответ)

1. Синтетические моющие средства в отличии от мыла:
А. загрязняют окружающую среду
Б. сохраняют моющую способность в жесткой воде
В. имеют нейтральную среду
Г. все ответы верны.

2. Для смещения равновесия в сторону образования мыла необходимо присутствие:
А. серной кислоты
Б. щелочи
В. соды
Г. соляной кислоты

3. Мыла это:
А. соли карбоновых кислот
Б. сложные эфиры карбоновых кислот
В. смесь жиров и ароматических добавок
Г. смесь глицерина, красителей.

4. Вещество, которое может входить в состав твердого мыла:
А. C17 H35 COONa
Б. C17H35 COOK
В. C15H31 COOK
Г. все перечисленные веществ.

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание
повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция

по лабораторной работе № 5

Тема: Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.

Цель работы:
-научить распознавать вещества по их качественным реакциям;
-экспериментальным путем обнаружить белки, жиры, углеводы в пищевых продуктах (в мороженом, молоке, майонезе, бульоне, шоколаде, фруктовом льде);
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

Оборудование: штатив с пробирками, держатель, спиртовка, прибор для нагревания, спички.
Реактивы: мороженное, молоко, майонез, бульон, шоколад, фруктовый лёд; раствор NaOH, раствор CuSO4, вода, йод, этиловый спирт, уксусная кислота, глюкоза.

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

2.Опорные понятия теоретического материала

Практически каждое органическое вещество можно определить с помощью характерных реакций. Эти реакции называются качественные. Принадлежность органического вещества к определенным классам соединений, их строение, степень чистоты устанавливаются с помощью элементного и функционального анализа. Качественный элементный анализ

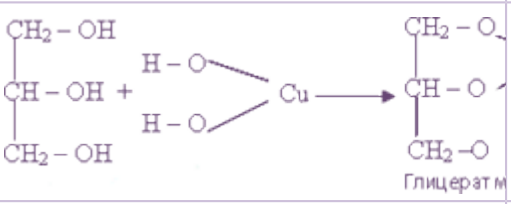
позволяет определить качественный состав молекул органического соединения; количественный элементный анализ устанавливает элементный состав соединения и простейшую формулу.

Структура органического соединения может считаться окончательно доказанной, если осуществлен встречный синтез; проведен систематический химический анализ, включающий в себя: предварительные испытания, качественные реакции на функциональные и нефункциональные группы, получены различные производные; проведены спектральные методы анализа.

Вследствие этого, прежде чем выполнить основную задачу по идентификации, заключающуюся в определении строения полифункционального органического вещества или идентификации компонентов бинарной смеси, целесообразно отработать методы обнаружения функциональных групп (качественные реакции, характеристические частоты поглощения в ИК- спектрах, УФ- и ЯМР-спектры), получения и очистки функциональных производных каждого из пяти важнейших классов органических соединений (спирты, фенолы, альдегиды или кетоны, карбоновые кислоты и амины).

Функциональный анализ и идентификация органических веществ начинаются с предварительных испытаний, включающих в себя: определение физических констант, пробу на сожжение, растворимость в воде и органических растворителях, качественный анализ. Принадлежность к классам органических веществ можно установить по их отношению к реагентам

Вещество, функциональная группа	Реактив	Схема реакции	Характерные признаки
Непредельные углеводороды (алкены, алкины, диены), кратные связи	р-р $KMnO_4$ (розовый)	$CH_2=CH_2 + H_2O + KMnO_4 \rightarrow KOH + MnO_2\downarrow + CH_2(OH)-CH_2(OH)$	обесцвечивание р-ра
	р-р I_2 (бурый)	$CH_2=CH-CH_3 + I_2 \rightarrow CH_2(I)-CH(I)-CH_3$	обесцвечивание р-ра
	р-р Br_2 (желтый)	$CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2(Br)-CH_2(Br)$	обесцвечивание р-ра
Ацетилен	аммиачный р-р Ag_2O	$CH \equiv CH + [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow AgC\equiv CAg\downarrow + NH_3\uparrow + H_2O$	образование осадка желтого цвета (взрывоопасен)
Бензол	нитрующая смесь $HNO_3 + H_2SO_4$	t^0C, H_2SO_4(конц.) $C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow C_6H_5-NO_2 + H_2O$	образование тяжелой жидкости светло-желтого цвета с запахом горького миндаля
Толуол	р-р $KMnO_4$ (розовый)	$C_6H_5-CH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow C_6H_5-COOH + H_2O + K_2SO_4 + MnSO_4$	обесцвечивание р-ра

Фенол (карболовая кислота)	р-р $FeCl_3$ (светло-желтый)	$C_6H_5OH + FeCl_3 \rightarrow (C_6H_5O)_3Fe + HCl$	окрашивание р-ра в фиолетовый цвет
	насыщенный р-р Br_2(бромная вода)	$C_6H_5OH + 2Br_2 \rightarrow C_6H_2Br_3OH\downarrow + HBr$	образование белого осадка со специфическим запахом
Анилин (аминобензол)	р-р хлорной извести $CaOCl_2$ (бесцветный)		окрашивание р-ра в фиолетовый цвет
Этанол	насыщенный р-р I_2 + р-р NaOH	$C2H5OH + I_2 + NaOH \rightarrow CHI_3\downarrow + HCOONa + NaI + H_2O$	образование мелкокристалличес кого осадка CHI_3 светло-желтого цвета со специфическим запахом
	CuO (прокаленная медная проволока)	$C_2H_5OH + CuO \rightarrow Cu\downarrow + CH_3\text{-}CHO + H_2O$	выделение металлической меди, специфический запах ацетальдегида
Гидроксогруппа (спирты, фенол, гидроксикисло-ты)	Металлический Na	$R\text{-}OH + Na \rightarrow R\text{-}O\text{-}Na^+ + H_2\uparrow$ $C_6H_5\text{-}OH + Na \rightarrow C_6H_5\text{-}O\text{-}Na^+ + H_2\uparrow$	выделение пузырьков газа (H_2), образование бесцветной студенистой массы
Эфиры (простые и сложные)	H_2O (гидролиз) в присутствии NaOH при нагревании	$CH_3\text{-}C(O)\text{-}O\text{-}C_2H_5 + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + C_2H_5OH$	специфический запах
Многоатомные спирты, глюкоза	Свежеосажденный гидроксид меди (II) в сильно щелочной среде		ярко-синее окрашивание р-ра
Карбонильная группа – CHO (альдегиды, глюкоза)	Аммиачный р-р Ag_2O	$R\text{-}CHO + [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow R\text{-}COOH + Ag\downarrow + NH_3\uparrow + H_2O$	образование блестящего налета Ag («серебряное зеркало») на стенках сосудов
	Свежеосажденный $Cu(OH)_2$	$R\text{-}CHO + Cu(OH)_2 \rightarrow R\text{-}COOH + Cu_2O\downarrow + H_2O$	образование красного осадка Cu_2O

Карбоновые кислоты	Лакмус		окрашивание р-ра в розовый цвет
	р-р Na_2CO_3	$R\text{-}COOH + Na_2CO_3 \rightarrow R\text{-}COO\text{-}Na+ + H_2O + CO_2\uparrow$	выделение CO_2
	спирт $+H_2SO_4$(конц.)	$R\text{-}COOH + HO\text{-}R_1 \leftrightarrow RC(O)OR_1 + H_2O$	специфический запах образующегося сложного эфира
Муравьиная кислота	Свежеосажденный $Cu(OH)_2$	$HCOOH + Cu(OH)_2 \rightarrow Cu_2O\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$	образование красного осадка Cu_2O
	Аммиачный р-р Ag_2O	$HCOOH + [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow Ag\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$	«серебряное зеркало» на стенках сосуда
Олеиновая кислота	р-р $KMnO_4$ (розовый) или I_2 (бурый) или Br_2(желтый)	$C_{17}H_{33}COOH + KMnO_4 + H_2O \rightarrow C_8H_{17}\text{-}CH(OH)\text{-}CH(OH)\text{-}(CH_2)_7\text{-}COOH + MnO_2\downarrow + KOH$ $C_{17}H_{33}COOH + I_2 \rightarrow C_8H_{17}\text{-}CH(I)\text{-}CH(I)\text{-}(CH_2)_7\text{-}COOH$	обесцвечивание р-ра
Ацетаты (соли уксусной кислоты)	р-р $FeCl_3$	$CH_3COONa + FeCl_3 \rightarrow (CH_3COO)_3Fe + NaCl$	окрашивание р-ра в красно-бурый цвет
Стеарат натрия (мыло)	H_2O (гидролиз) + фенолфталеин	$C_{17}H_{35}COONa + H_2O \leftrightarrow C_{17}H_{35}OOH\downarrow + NaOH$	окрашивание р-ра в малиновый цвет
	насыщенный р-р соли кальция	$C_{17}H_{35}COONa + Ca^{2+} \leftrightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca\downarrow + Na^+$	образование серого осадка
	Концентрированная неорганическая кислота	$C_{17}H_{35}COONa + H^+ \leftrightarrow C_{17}H_{35}5COOH\downarrow + Na^+$	образование белого осадка
Белок	Пламя	реакция горения	запах «паленого», жженых перьев
	HNO_3 (конц.);t, °C	ксантопротеиновая реакция (происходит нитрование бензольных колец в молекуле белка)	без нагревания – появляется желтое окрашивание р-ра; при нагревании и добавлении раствора аммиака белок окрашивается в желтый цвет
	Свежеосажденный $Cu(OH)_2$	биуретовая реакция (образуется комплексное соединение)	сине-фиолетовое окрашивание р-ра

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Работа оформляется в таблице:

№ опыта	Название опыта	Что делал	Что наблюдал	Вывод
1.				
2.				
3.				

Опыт 1: Определение белков в растворе

Налейте в пробирку 1 мл испытуемого раствора, добавьте в нее 1мл раствор NaOH и несколько капель раствора CuSO4.Содержимое пробирки встряхните. Что наблюдаете? Запишите в таблицу и сделайте вывод.

Опыт 2: Обнаружение жиров в растворе

Капните на полотняную салфетку или в стакан с водой каплю испытуемого раствора. Жирное пятно на салфетке при просматривании на свет- прозрачное, светящееся. Внимательно рассмотрите результаты опыта и запишите вывод в таблицу.

Опыт 3: Обнаружение углеводов в растворе

Налейте в пробирку 2 мл испытуемого раствора, добавьте к нему 1 мл NaOH и несколько капель раствора CuSO4. Содержимое пробирки встряхните. Что наблюдаете? Запишите в таблицу и сделайте вывод.

Полученный раствор нагрейте на спиртовке. Что наблюдаете теперь? Капля иода в испытуемом растворе окрашивает раствор в темно синий цвет-признак крахмала в растворе.

Запишите результат в таблицу и сделайте соответствующий вывод.

Опыт 4: (по вариантам)

1. Вариант. С помощью характерных реакций распознайте, в какой из пробирок находятся водные растворы: а) этанола; б) уксусной кислоты; в) глюкозы; г) глицерина.

2. Вариант. С помощью характерных реакций распознайте, в какой из пробирок находятся водные растворы: а) фенола; б) глицерина; в) формальдегида; г) глюкозы.

3. Вариант. С помощью характерных реакций распознайте, в какой из пробирок находятся: а) глицерин; б) растительное масло; в) машинное масло, полученное из нефти; г) сахарный сироп.

4. Вариант. Распознайте с помощью одного и того же реактива, в какой из пробирок находятся водные растворы: а) фенолята натрия; б) эти лата натрия; в) ацетата натрия; г) карбоната натрия.
5. Вариант. Распознайте с помощью одного и того же реактива, в какой из пробирок находятся растворы: а) мыла; б) белка; в) соды.

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1. Какие реакции называются качественными?

2. Что называется функциональной группой?

3. Какие функциональные группы у спиртов, альдегидов, кислот?

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание
повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция

по лабораторной работе № 6

Тема: Распознавание пластмасс и волокон.

Цель работы:

-ознакомление на основе коллекционного материала с образцами пластмасс, волокон и каучуков, минеральных и горных пород, их применением;

-научиться экспериментально распознавать пластмассы и волокна;

-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;

-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

Оборудование: штатив с пробирками, держатель, спиртовка, прибор для нагревания, спички.

Реактивы: гранит, мел; четыре пакетика с образцами пластмасс (без надписей):

Вариант 1 а) Фенопласт; б) целлулоид; в) полиэтилен; г) капрон.

Вариант 2 а) Поливинилхлорид; б)полистирол; в) полиметилметакрилат; г) целлулоид.

четыре пакетика с образцами волокон (без надписей):

Вариант 1 а) Вискозное волокно; б) нитрон; в) шерсть; г) лавсан.

Вариант 2 а) Хлопчатобумажное волокно; б) ацетатное волокно; в) хлорин; г) капрон.

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

2.Опорные понятия теоретического материала

Полимерные вещества и материалы на их основе прочно вошли в повседневную жизнь человека. Разнообразие областей их применения требует придания этим веществам свойств, которыми не обладают природные полимеры. Химики нашли способы химической модификации природных полимеров. При этом основная цепь макромолекул не претерпевает изменений, но в составе вещества появляются новые группы атомов, придающие ему новые физические и химические свойства.

Высокомолекулярные вещества, которые получают на основе природных полимеров путем их химической модификации, называют искусственными полимерами.

Схематично получение искусственных полимеров можно изобразить следующим образом:

Искусственные полимеры используют для изготовления пластмасс, волокон и других материалов.

Пластмассы — это материалы, полученные на основе полимеров, способные приобретать заданную форму при изготовлении изделия и сохранять ее в процессе эксплуатации.

Полимер и пластмасса — это не одно и то же. Любая пластмасса содержит полимер, но кроме него в ее состав могут входить и другие компоненты: красители (придают материалу цвет), наполнители (обеспечивают жесткость пластмассы), пластификаторы (делают материал более эластичным, гибким) и др.

Пожалуй, самым удобным природным полимером для химической реконструкции его молекул является целлюлоза.

Первая пластмасса была получена в конце XIX в. в Америке. При обработке целлюлозы концентрированной азотной кислотой в присутствии концентрированной серной кислоты две гидроксильные группы в структурном звене замещаются на нитрогруппы. Полученное вещество называют динитратом целлюлозы:

целлюлоза + $HN0_3$ → динитрат целлюлозы + вода.

При добавлении к динитрату целлюлозы камфоры (в качестве пластификатора) получают пластмассу молочно-белого цвета, похожую на слоновую кость. Эта пластмасса получила название *целлулоид*.

Первыми изделиями, которые были изготовлены из целлулоида, стали бильярдные шары, затем мелкие бытовые предметы: расчески, игрушки, линейки. Из нитратов целлюлозы изготавливали кино- и фотопленку.

Большим недостатком целлулоида является его горючесть. Ввиду повышенной пожароопасности область применения целлулоида теперь ограничена. В настоящее время из этого материала изготавливают теннисные шарики и красивую, блестящую облицовку музыкальных инструментов. На основе нитратов целлюлозы изготавливают клей и лаки.

Люди научились многие недостатки веществ обращать в достоинства. Сделать динитрат целлюлозы еще более горючим можно, превратив его в тринитрат. Тринитрат целлюлозы используют в качестве пороха и называют *пироксилином*.

На основе искусственных полимеров получают не только пластмассы, но и волокна.

Волокна — это полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей, жгутов, пряжи и текстильных материалов.

Сама целлюлоза — это волокнистый материал. В этом легко убедиться, рассмотрев кусочек медицинской ваты. Из целлюлозных волокон состоят хлопчатобумажные и льняные ткани. Наряду с неоспоримыми преимуществами изделия из хлопка и льна обладают существенными недостатками. Они недостаточно прочны (особенно при намокании), легко мнутся, не имеют блеска, повреждаются грибком.

Этих недостатков лишены изделия из самого распространенного искусственного волокна — ацетатного шелка.

Процесс получения полимера для изготовления ацетатных нитей очень напоминает получение динитрата целлюлозы. Только в этом случае целлюлозу обрабатывают не азотной, а уксусной кислотой. Все три гидроксильные группы структурного звена целлюлозы вступают в реакцию этерификации. В результате образуется полимер с тремя сложноэфирными группами — триацетат целлюлозы:

целлюлоза + CH_3COOH → триацетат целлюлозы + вода.

Триацетат целлюлозы, в отличие от исходного природного полимера, волокнистой структурой не обладает. Как же изготовить из него нити? Для этого был придуман специальный технологический процесс.

Триацетат целлюлозы растворяют в органическом растворителе до образования вязкого раствора и под большим давлением продавливают его через колпачки со множеством мельчайших отверстий — так называемые *фильеры.* Струйки раствора обдуваются теплым воздухом, растворитель испаряется, полимер затвердевает в тончайшие нити.

Ткани из *ацетатного волокна (ацетатного шелка)* очень красивы, легко окрашиваются и многофункциональны: из них с одинаковым успехом изготавливают и подкладочный материал, и нарядные бальные платья.

Помимо ацетатного шелка, к искусственным волокнам относятся также *вискоза, медно-аммиачное волокно.*

Вискозу также получают на основе целлюлозы путем последовательной обработки раствором щелочи, сероуглеродом CS_2, раствором кислоты. Вискозное волокно по красоте почти не уступает натуральному, оно также гигиенично (пропускает наружу влагу) и, что немаловажно, намного дешевле натурального.

Можно ли совсем отказаться от природного полимерного сырья при производстве пластмасс и волокон? Для современной химии нет ничего невозможного!

Все чаще и чаще в повседневной жизни вам приходится сталкиваться с полимерами, которые созданы не природой и не на основе природного полимерного сырья, а являются результатом работы химиков. Это так называемые ***синтетические полимеры.***

Следовательно, по происхождению все полимеры можно разделить на три группы (схема 2):

- природные;
- искусственные;
- синтетические.

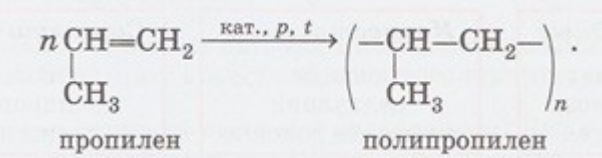
Как и первые два класса полимеров, синтетические полимеры по форме макромолекул бывают линейными, разветвленными и пространственными (трехмерными) (рис. 84).

К *линейным синтетическим полимерам* может быть отнесен полиэтилен, однако следует подчеркнуть, что речь идет не о полиэтилене вообще, а лишь о полиэтилене низкого давления.

Полиэтилен низкого давления получают из этилена с использованием особых катализаторов, которые способствуют увеличению линейных макромолекул и не требуют использования высокого давления в производственном процессе. Такой полиэтилен благодаря более компактной упаковке полимерных цепей имеет высокую плотность, большую механическую прочность. Он идет главным образом на изготовление труб, бытовой и химической посуды.

Макромолекулы полиэтилена высокого давления имеют *разветвленную структуру.*Его плотность ниже, а эластичность выше, чем у полиэтилена низкого давления. Это незаменимый материал для изготовления упаковки пищевых и непищевых продуктов, пакетов. Для получения синтетического

аналога полиэтилена используют еще один алкен — пропилен. Он полимеризуется в соединение, которое, как вам нетрудно догадаться, называют полипропиленом:



Полипропилен обладает большей механической прочностью, чем полиэтилен. Из него изготовляют канаты, тросы, веревки. Вам знакомы белые полипропиленовые мешки для сахара, круп и других продуктов — чрезвычайно прочные, очень легкие и абсолютно безопасные для человека. Вы, очевидно, нередко видели торговцев («челноков»), которые транспортируют свой товар в больших сумках из полипропилена. Однако полипропилен — это еще и материал для изготовления ковров, детских игрушек, химических реакторов, посуды, корпусов компьютерной техники и многого другого.

При изучении свойств ацетилена вы познакомились еще с одним синтетическим полимером *линейного строения* — поливинилхлоридом (вспомните основные области его применения).

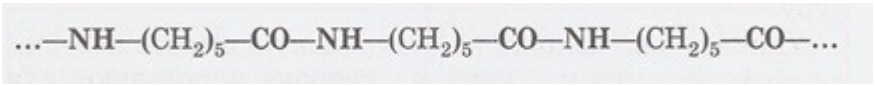
Линейную структуру имеют также *синтетические волокна*, которые вместе с искусственными относят к химическим волокнам, в отличие от природных (схема 3).

С природными и искусственными химическими волокнами вы уже подробно ознакомились, поэтому остановимся на волокнах синтетических.

О полипропиленовом волокне мы уже говорили выше.

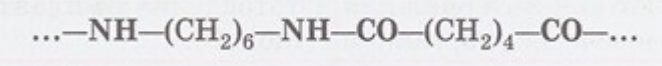
Капроновое волокно отличается высокой прочностью, устойчивостью к истиранию, не впитывает влагу. Поэтому его применяют для получения капроновых тканей, из которых изготавливают ковры, искусственный мех, кордную ткань, одежду. Из капроновой смолы получают пластмассы для изготовления деталей машин и других конструкционных материалов.

Почему капрон относят к полиамидным волокнам? А потому, что в макромолекуле капрона много раз повторяется знакомая вам пептидная связь —CO—NH—, которую по-другому называют амидной:



К амидным волокнам относят также хорошо знакомое вам из жизненной практики волокно найлон. Интересна история открытия этого материала. Автор этого открытия, американский химик У. Карозерс, работал над созданием этого волокна в Нью-Йорке и Лондоне. Из названий этих городов сложилось название нового синтетического полимера. В том, что это

полиамидное волокно, вы сможете убедиться, если посмотрите на формулу фрагмента его макромолекулы:



Полиэфирное волокно лавсан используют для изготовления в первую очередь костюмных тканей, поскольку он обеспечивает им несминаемость и элегантную фактуру.

Удивительно похожи на натуральную шерсть изделия из волокна нитрон. Ткани из нитрона используют для изготовления спортивных костюмов, трикотажа, пальто.

Разветвленную структуру имеют такие синтетические полимеры, как каучуки. Синтетические каучуки делят на каучуки общего и специального назначения.

Будущим технологам и медикам будет интересно знать, что многие синтетические полимеры широко используют как материал для изготовления имплантантов для человеческого организма. К полимерам с *трехмерной структурой* относят резину и фенолоформальдегидные смолы, с которыми вы знакомились ранее.

Фенолоформальдегидные смолы, в отличие от многих других полимерных материалов, называемых *термопластичными* (полиэтилен, поливинилхлорид, капрон), относятся к*термореактивным полимерам.*

Понятно, что превращать в готовые изделия удобнее те пластмассы, которые обратимо твердеют и размягчаются. Это так называемые *термопласты*, или*термопластичные полимеры.* Их можно рационально обрабатывать и перерабатывать методом литья под давлением, вакуумной формовки, профильным прессованием. Если же в процессе формования изделия происходит сшивка макромолекул и полимер, твердея, приобретает сетчатое строение, то это вещество уже нельзя возвратить в вязкотекучее состояние нагреванием или растворением. Такие полимеры называют термореактивными. Кроме фенолоформальдегидных, к ним относят карбамидные и полиэфирные смолы.

И в заключение остановимся еще на одной классификации синтетических полимеров по признаку «вид протекания химического процесса при их получении». Вы, очевидно, сами сможете указать, что по этому признаку можно выделить две группы синтетических полимеров: полимеризационные, т. е. полученные в результате реакции полимеризации, и поликонденсационные, т. е. полученные путем поликонденсации.

Нам же останется только подчеркнуть, что полимеризационные полимеры получают из мономеров с кратными связями, а поликонденсационные — из мономеров, которые содержат в молекулах функциональные группы.

Такой подробный очерк о синтетических полимерах мы привели для того, чтобы показать, конструктивно работает человеческая мысль. Смеем

надеяться, что некоторые из вас смогут внести заметный вклад в решение нестандартных ситуаций в сфере будущей профессиональной деятельности, и необязательно химической.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

1. **Ознакомиться с образцами пластмасс, волокон и каучуков.**

Можно получить представление о внешнем виде объектов виртуальной коллекции, информацию об их составе.
http://www.virtulab.net/index.php?catid=57:2009-11-14-21-25-00&id=285:2009-11-14-22-37-18&itemid=108&option=com_content&view=article

2. **Запишите свойства пластмасс, волокон, каучуков в таблицу.**

Название	Цвет	Твердость	Эластичность	Хрупкость	Отношение к горению	Отношение к кислотам	Отношение к щелочам
Полиэтилен							
Тефлон							
Хлопок							
Шерсть							
Натуральный каучук							
Бутадиеновый каучук							

3. **Сравнить горные породы.**

Отличительные признаки	Гранит	Мел
Цвет		
Прозрачность		
Блеск		
Излом		
Твёрдость		
Вес		

Происхождение		

4. Выданы четыре пакетика с образцами пластмасс (без надписей) и четыре пакетика с образцами волокон (без надписей) по вариантам

Определите по характерным свойствам, какая пластмасса и какое волокно находится в каждом из пакетиков.

Для выполнения работы используйте таблицы по распознаванию волокон и пластмасс из учебника по органической химии или следуйте инструкциям, данным учителем.

Вариант 1.

Название	Внешний вид	Отношение к нагреванию	Испытание в пламени
Фенопласт	Твердый, темного цвета (от коричневого до черного)	При нагревании разлагается	
Целлулоид	Твердый, прозрачный, может быть окрашен в разные цвета	Термопластичен	
Полиэтилен	Полупрозрачный, эластичный, жирный на ощупь	Термопластичен, из расплава можно вытянуть нити	Горит пламенем, продолжает гореть вне зоны пламени, запах горящей свечи
Капрон	Эластичен, может иметь цвет от белого до черного	Легко размягчается, из расплава вытягивается в нити	Горит светящимся пламенем, распространяя неприятный запах, горит и вне пламени

	Испытание в пламени	H_2SO_4 конц	10% раствор NaOH	Ацетон

Вискозное волокно	Горит быстро с запахом жженой бумаги. После горения остается серый пепел	Растворяется, образуя раствор кирпичного цвета	Сильно набухает, разрушается	Не растворяется
Нитрон	Горит, образуя темный рыхлый неблестящий шарик	Растворяется	Не растворяется	Не растворяется
Шерсть	Горит с запахом жженого пера, остается пепел	Растворяется	Не растворяется	Не растворяется
Лавсан	Горит коптящим пламенем с образованием темного блестящего шарика	Растворяется	Не растворяется	Не растворяется

Вариант 2.

	Внешний вид	Отношение к нагреванию	Испытание в пламени
Поливинилхлорид	Эластичен, в массе жесткий, может быть окрашен в разные цвета	Быстро размягчается	Горит коптящим пламенем, выделяя хлорводород, вне зоны пламени не горит
Полистирол	Прозрачен или имеет молочный цвет, хрупкий	Термопластичен, из расплава вытягивается в нити	Горит сильно коптящим пламенем, испуская характерный запах, горит вне пламени
Полиметилметакрилат	Твердый, прозрачный, может быть окрашен в разные цвета	Термопластичен, из расплава в нити не вытягивается	Горит желтым пламенем с характерным потрескиванием,

			испуская эфирный запах
Целлулоид	Твердый, прочный, может быть окрашен в разные цвета	Термопластичен	

	Испытание в пламени	$H_2SO_{4\ конц}$	10% раствор NaOH	Ацетон
Хлопчатобумажное волокно	Горит быстро с запахом жженой бумаги, после горения остается серый пепел	Растворяется	Не растворяется, набухает	Не растворяется
Ацетатное волокно	Горит быстро, образуя нехрупкий темнобурый шарик	Растворяется	Желтеет, разрушается	Растворяется
Хлорин	Горит небольшим коптящим пламенем, образуя хрупкий черный шарик. Вне зоны пламени не горит	Не растворяется	Не растворяется	Растворяется
Капрон	Плавится, образуя темный блестящим шарик, горит с неприятным запахом	Растворяется	Не растворяется	Не растворяется

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1. Какие полимеры называют искусственными? В чем их отличие от природных?
2. Пластмассы иногда называют композиционными материалами. Объясните происхождение этого термина.

3. Какую пластмассу называют целлулоидом? Как и из чего ее получают? Укажите недостаток этого полимера. Перечислите области применения целлулоида.
4. Что такое волокна? Какие натуральные волокна (животного и растительного происхождения) и искусственные волокна вы знаете?
5. Как классифицируют полимеры по форме макромолекул? Приведите примеры известных вам представителей групп полимеров по этому признаку. Расскажите о значении этих полимеров в природе и жизни человека.
6. Как классифицируют полимеры по отношению к нагреванию? Приведите примеры известных вам представителей групп полимеров по этому признаку. Расскажите о значении этих полимеров в природе и жизни человека.

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.

Повторение изученного материала

Инструкция

по лабораторной работе № 7

Тема: Изготовление моделей молекул некоторых органических и неорганических веществ.

Цель работы:

-развитие навыков пространственного изображения молекул кислорода, воды, углекислого газа ,метана, этана, этена, этина, бензола;
-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;
-развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;
-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: шаростержневые модели, транспортир. Учебное пособие Габриелян О.С. «Химия».

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

2.Опорные понятия теоретического материала

В предельных углеводородах (алканы) все углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp^3, и образуют одинарные σ – связи. Угол связи составляет 109,28°. Форма молекул правильный тетраэдр.

В молекулах алкенов углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp^2 , и образуют двойные связи σ и π – связи. Угол связи σ составляет 120°, а π – связь располагается перпендикулярно связи σ. Форма молекул правильный треугольник.

В молекулах алкинов углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp , и образуют тройные связи одну σ и две π – связи. Угол связи σ составляет 180°, а две π – связи располагаются перпендикулярно друг друга. Форма молекул линейная (плоская).

В молекуле бензола C_6H_6 шесть атомов углерода связаны σ – связью. Угол связи составляет 120°. Состояние гибридизации sp^2. В молекуле образуется 6 π – связь, которая принадлежит шести атомам углерода.
Для пространственного изображения молекул органических веществ важно знать, к какому классу веществ относится соединение, угол связи, форму молекул.

Например: Метан (CH_4) относится к классу алканов. Атомы находятся в состоянии гибридизации sp^3, значит угол связи 109,28°, форма молекулы тетраэдр, между атомами одинарная σ – связь. Для построения молекулы шаростержневым способом нужно заготовить 4 шара из пластилина. Один шар (атом углерода) большего размера и черного цвета, а три атома (водорода) одинакового размера красного цвета. Соединить шары металическими стержнями под углом 109,28°.

Полусферическая модель атома изготавливается также только шары соединяются методом вдавливания в друг друга.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

1.Изготовление шаростержневых моделей молекул.
Шаростержневые модели изготавливаются из пластилина и металлических стержней. При изготовлении молекул необходимо знать угол связи и ее кратность.
Атом химического элемента представляется в виде шара. Атом углерода в виде шара изготавливается большего размера, чем атомы водорода и из другого цвета пластилина. Химическая связь изображается металлическими стержнями. Угол химической связи измеряется траспортиром.

2.Изготовление полусферических моделей

Полусферические модели изготавливаются из пластилина. Сначала заготавливаются шары для атомов углерода и водорода, затем под определенным углом атомы в виде шаров соединяются друг с другом методом вдавливания. Получаются полусферы атомов.

3.Заполните таблицу. Зарисуйте молекулы органических веществ.

Название молекулы, структурная формула, тип связи, угол связи, тип гибридизации, пространственная форма молекулы.	Шаростержневая модель молекулы	Полусферическая модель молекулы

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1. Какие бывают органические соединения по строению углеводородного скелета?
2. Какие бывают органические соединения по наличию функциональных групп?
3. Какие вещества называются гомологами?
4. Какие бывают пространственные формы молекул органических веществ?
5. Какой процесс называется гибридизацией?
7. Дайте понятие σ и π связи?

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.

Повторение изученного материала

Инструкция

по лабораторной работе № 8

Тема: Очистка веществ фильтрованием и дистилляцией. Очистка веществ перекристаллизацией.

Цель работы:

- познакомиться со способами разделения смесей: фильтрованием, дистилляцией, перекристаллизацией;
- научиться разделять смеси с помощью фильтров, а также с помощью дистилляции и перекристаллизации;
- отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
- научиться проводить наблюдения и делать выводы.

Оборудование: химические стаканы, воронка, шпатель, стеклянная палочка, фильтровальная бумага, штатив лабораторный с кольцом и лапкой, асбестовая сетка, спиртовка, спички.
Реактивы: вода, крахмал, хлорид натрия, медный купорос.

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

Следует соблюдать правила обращения со стеклянной посудой.

2.Опорные понятия теоретического материала

Мы живем среди химических веществ. Мы вдыхает воздух, а это смесь газов (азота, кислорода и других), выдыхаем углекислый газ.

Умываемся водой - это еще одно вещество, самое распространенное на Земле. Пьём молоко - смесь воды с мельчайшими капельками молочного жира, и не только: здесь еще есть молочный белок казеин, минеральные соли, витамины и даже сахар, но не тот, с которым пьют чай, а особый, молочный - лактоза. Едим яблоки, которые состоят из целого набора химических веществ - здесь и сахар, и яблочная кислота, и витамины...

Когда прожеванные кусочки яблока попадают в желудок, на них начинают действовать пищеварительные соки человека, которые помогают усваивать все вкусные и полезные вещества не только яблока, но и любой другой пищи.

Мы не только живем среди химических веществ, но и сами из них состоим. Каждый человек - его кожа, мышцы, кровь, зубы, кости, волосы построены из химических веществ, как дом из кирпичей. Азот, кислород, сахар, витамины – вещества природного, естественного происхождения. Стекло, резина, сталь – это тоже вещества, точнее, материалы (смеси веществ). И стекло, и резина - искусственного происхождения, в природе их не было. Совершенно чистые вещества в природе не встречаются или встречаются очень редко.

Чем же отличаются чистые вещества от смесей веществ?

Индивидуальное чистое вещество обладает определённым набором характеристических свойств (постоянными физическими свойствами). Только чистая дистиллированная вода имеет tпл = 0 °С, tкип= 100 °С, не имеет вкуса.

Морская вода замерзает при более низкой, а закипает при более высокой температуре, вкус у нее горько-соленый. Вода Черного моря замерзает при более низкой, а закипает при более высокой температуре, чем вода Балтийского моря. Почему? Дело в том, что в морской воде содержатся другие вещества, например растворенные соли, т.е. она представляет собой смесь различных веществ, состав которой меняется в широких пределах, свойства же смеси не являются постоянными.

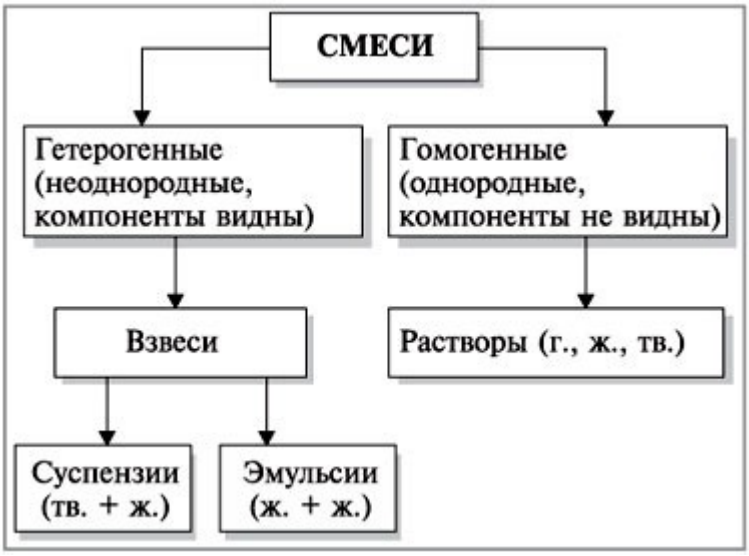
Определение понятия «смесь» было дано в XVII в. английским ученым Робертом Бойлем: **«Смесь –** целостная система, состоящая из разнородных компонентов».

Сравнительная характеристика смеси и чистого вещества

Признаки сравнения	Чистое вещество	Смесь
Состав	Постоянный	Непостоянный
Вещества	Одно и то же	Различные
Физические свойства	Постоянные	Непостоянные
Изменение энергии при образовании	Происходит	Не происходит
Разделение	С помощью химических реакций	Физическими методами

Смеси отличаются друг от друга по внешнему виду.

Классификация смесей показана в таблице:



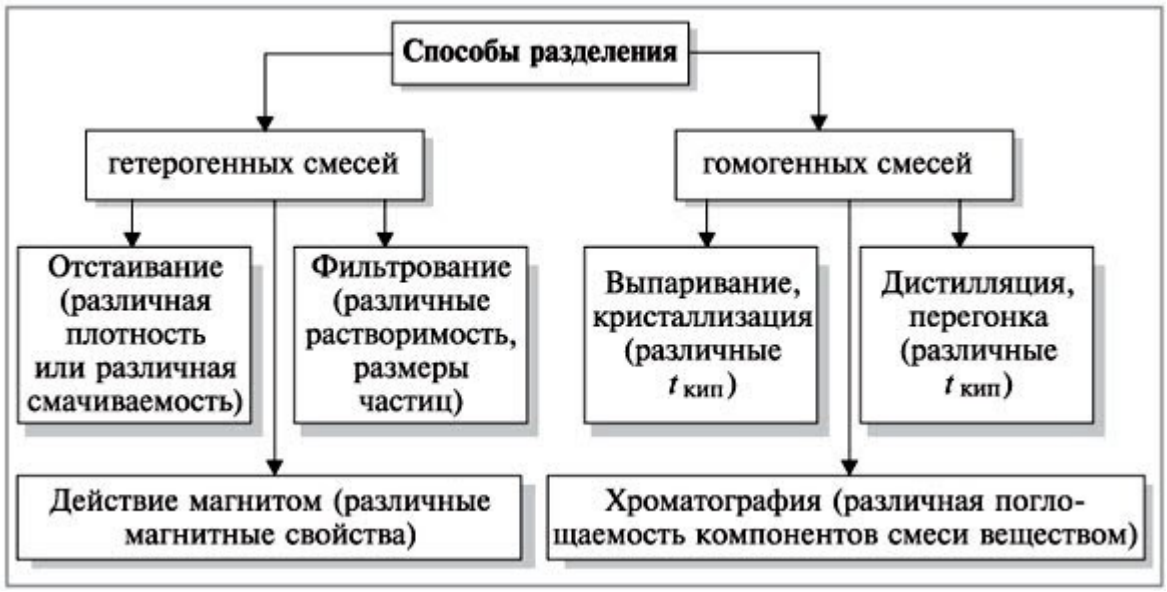
Приведём примеры суспензий (речной песок + вода), эмульсий (растительное масло + вода) и растворов (воздух в колбе, поваренная соль + вода, разменная монета: алюминий + медь или никель + медь).

В суспензиях видны частицы твердого вещества, в эмульсиях – капельки жидкости, такие смеси называются неоднородными (гетерогенными), а в растворах компоненты не различимы, они являются однородными (гомогенными) смесями.

Способы разделения смесей

В природе вещества существуют в виде смесей. Для лабораторных исследований, промышленных производств, для нужд фармакологии и медицины нужны чистые вещества.

Для очистки веществ применяются различные способы разделения смесей



Эти способы основаны на различиях в физических свойствах компонентов смеси.

Фильтрование

На чем основано разделение гетерогенных смесей с помощью фильтрования? На различной растворимости веществ в воде и на различных размерах частиц.

Через поры фильтра проходят лишь соизмеримые с ними частицы веществ, в то время как более крупные частицы задерживаются на фильтре. Так можно разделить гетерогенную смесь поваренной соли и речного песка.

В качестве фильтров можно использовать различные пористые вещества: вату, уголь, обожженную глину, прессованное стекло и другие.

Способ фильтрования – это основа работы бытовой техники, например пылесосов. Его используют хирурги – марлевые повязки; буровики и рабочие элеваторов – респираторные маски. С помощью чайного ситечка для фильтрования чаинок Остапу Бендеру – герою произведения Ильфа и Петрова – удалось забрать один из стульев у Эллочки Людоедки («Двенадцать стульев»).

Выпаривание или кристаллизация

Вода испаряется, а в фарфоровой чашке остаются кристаллы соли. При выпаривании воды из озер Эльтон и Баскунчак получают поваренную соль. Этот способ разделения основан на различии в температурах кипения растворителя и растворенного вещества.

Если вещество, например сахар, разлагается при нагревании, то воду испаряют неполностью – упаривают раствор, а затем из насыщенного раствора осаждают кристаллы сахара. Иногда требуется очистить от примесей растворители с меньшей температурой кипения, например воду от соли. В этом случае пары вещества необходимо собрать и затем сконденсировать при охлаждении. Такой способ разделения гомогенной смеси называется **дистилляцией, или перегонкой**.

Перегонка (дистилляция) – это процесс, в ходе которого перегоняемое вещество нагревают до кипения, образовавшийся пар отводят и конденсируют в виде дистиллята.

Разделение смеси путем перегонки основано на различии состава жидкости и пара. Этот метод применим при условии термической устойчивости перегоняемого вещества, т.е. вещество не должно разлагаться в процессе перегонки.

С помощью перегонки можно:

– разделить смесь жидкостей с различными температурами кипения,

– отделить жидкое вещество от растворенных в нем твердых или смолообразных примесей,

– отогнать летучий растворитель от очищаемого вещества.

В зависимости от свойств разделяемых веществ перегонку проводят в различных условиях:

– при атмосферном давлении,

– в вакууме, – с водяным паром.

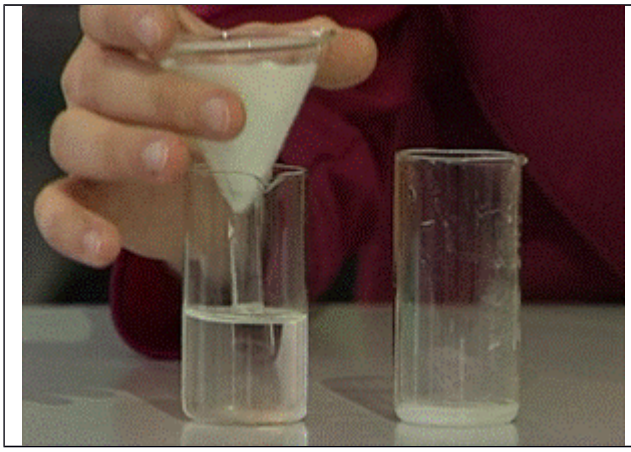
Исходя из различий в температурах кипения компонентов смеси, применяют простую (прямоточную) или фракционную (противоточную) перегонку, как при атмосферном давлении, так и в вакууме.

В специальных приборах – дистилляторах получают дистиллированную воду, которую используют для нужд фармакологии, лабораторий, систем охлаждения автомобилей.

Если же разделять смесь спирта и воды, то первым будет отгоняться (собираться в пробирке-приемнике) спирт с $t_{кип}$ = 78 °С, а в пробирке останется вода. Перегонка используется для получения бензина, керосина, газойля из нефти.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Опыт 1. Разделение смеси крахмала и воды фильтрованием

	Крахмал не растворяется в воде. Приготовьте конус из фильтровальной бумаги. Вложите фильтр в стеклянную воронку. Важно, чтобы бумага плотно прилегала к стенкам воронки, для этого нужно смочить фильтр водой. Налейте в воронку смесь крахмала и воды. Что наблюдаете?

Опыт 2. Выделение растворенного вещества выпариванием.

(на примере выделения хлорида натрия из его водного раствора).

Положите в химический стакан емкостью 100 мл шпателем небольшое количество кристаллического хлорида натрия (поваренной соли). Используя мерный цилиндр, отмерьте 50 мл дистиллированной воды, налейте в стаканчик и перемешайте смесь стеклянной палочкой до полного растворения соли. Из полученного раствора соль может быть выделена выпариванием воды.

Поставьте фарфоровую чашку для выпаривания на металлическую асбестированную сетку, налейте в нее небольшое количество раствора соли и нагревайте до полного испарения воды.

ВНИМАНИЕ!

Следует избегать сильного нагревания, особенно под конец выпаривания, так как это может привести к потере вещества из-за разбрызгивания капель выпариваемого раствора.

Уберите горелку и дайте чашке остыть. Соберите шпателем поваренную соль со стенок выпарительной чашки.

Нарисуйте и назовите оборудование, использованное выпаривания водного раствора вещества.

Опыт 3. Очистка медного купороса перекристаллизацией

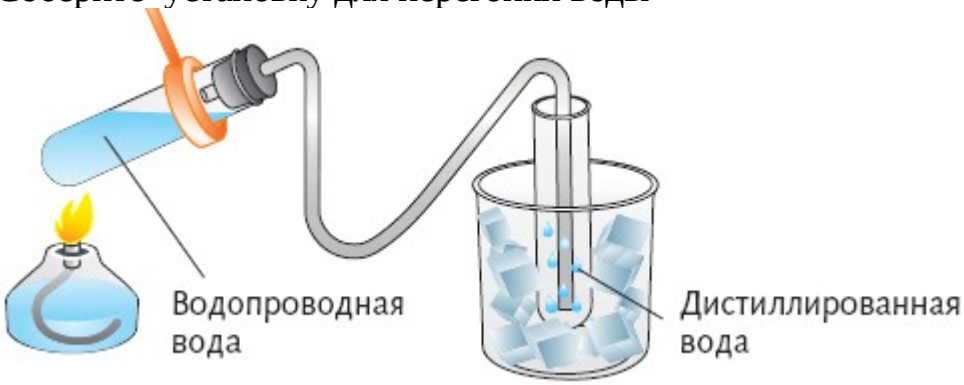
1. Собирите штатив. Положите на кольцо асбестовую сетку.
2. Налейте в химический стакан 20 мл воды. Поставьте его на асбестовую сетку.
3. Нагрейте воду почти до кипения.
4. Растворите в горячей воде выданный вам образец медного купороса. Для ускорения растворения перемешивайте раствор стеклянной палочкой.
5. Пока раствор остывает, сложите фильтр и выложите его в воронку.
6. Отфильтруйте остывший растворв фарфоровую чашку для выпаривания.
7. Упарьте фильтрат. Для этого:

- снимите с кольца асбестовую сетку;

-установите на кольце фарфоровую чашку с фильтратом;
-над фарфоровой чашкой закрепите стеклянную воронку так, чтобы ее стебель был направлен вверх, а между чашкой и воронкой был небольшой зазор;
-нагревайте жидкостьдо тех пор, пока на стенках чашки не появятся кристаллы медного купороса.

Опыт 4. Очистка воды перегонкой

1. Соберите установку для перегонки воды



2. Нагрейте воду в пробирке до кипения.
3. Соберите 20 мл дистиллированной воды в коническую колбу.
4. Проведите выпаривание на стекле дистиллированной воды и обычной водопроводной воды. Что наблюдаете?

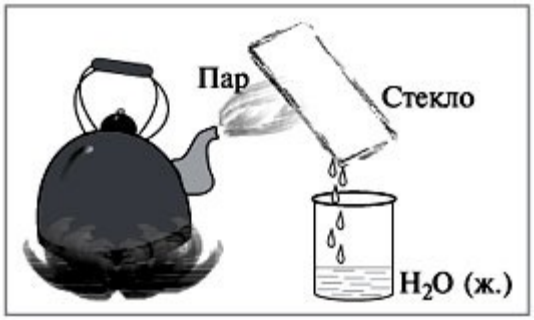
4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1. Загляни в пустой чайник, в котором кипятят воду. Есть ли на стенках и дне белый налет (накипь) веществ, которые были растворены в воде?

2. С крышки чайника, в котором вскипятили воду, стекают капельки воды. В какой воде – на крышке или в самом чайнике – содержится больше солей? Поясни ответ.

3. Как называется процесс, показанный на рисунке?



6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов., 2013
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.
Повторение изученного материала

Инструкция

по лабораторной работе № 9.

Тема: Приготовление растворов с заданной массовой долей растворенного вещества. Расчеты, связанные с концентрацией растворов.

Цель работы:

- познакомиться с понятиями раствор, концентрация, растворитель, растворенные вещества;
- научиться рассчитывать массовую долю, процентную , а также готовить растворы на основании данных расчетов
- отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
- научиться проводить наблюдения и делать выводы.

Оборудование: технические весы с разновесами, химический стакан, мерный цилиндр, ложечка для сыпучих веществ, стеклянная палочка, склянка под приготовленный раствор.
Реактивы: кристаллические $NaNO_2$, Na_2SO_4, KCl, NaCl; H_2O

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

2.Опорные понятия теоретического материала

Раствор- это однородная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. Растворителем чаще всего является то вещество, которое в чистом виде имеет тоже агрегатное состояние, что и раствор, либо присутствует в избытке.

По агрегатному состоянию различают растворы: **жидкие, твердые, газообразные.**

По соотношению растворителя и растворенного вещества : разбавленные , концентрированные, насыщенные, ненасыщенные , перенасыщенные. Состав раствора обычно передается содержанием в нем растворимого вещества в виде массовой доли, процентной концентраций и молярности.

- **Массовая доля (**безразмерная величина) – это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора:

$$W_{м.д.} = \frac{m_{раст.\ вещества}}{m_{раствора.}}$$

- **Процентная концентрация** (%) – это величина показывающая сколько грамм растворенного вещества ссодержится в 100 гр. раствора**:**

$$W_{\%} = \frac{m_{раст.\ вещества}\ 100\%}{m_{раствора}}$$

- **Молярная концентрация , или молярность** (моль/литр)- это величина показывающая сколько молей растворимого вещества содержатся в 1 литре раствора:

$$См = \frac{m_{раст.\ вещес}}{Mr(_{раст.\ вещества})V_{раствора.}}$$

Для приготовления определенной массы раствора с заданной массовой долей необходимо рассчитать массу растворенного вещества и массу растворителя.

Пример. Приготовить 150 г 10%-го раствора хлорида натрия.

1. Определяем массу хлорид натрия:

$$m_{(NaCl)} = \omega_{(NaCl)} \cdot m_{(р\text{-}ра)} = 0{,}1 \cdot 150 = 15\ г.$$

2. Определяем массу воды $m_{(H2O)} = m_{(р\text{-}ра)} - m_{(NaCl)} = 150 - 15 = 135\ г.$

3. Для приготовления заданного раствора необходимо взвесить 15 г хлорида натрия и навеску растворить в 135 мл H_2O (**V** $_{(H2O)}$ = **m** $_{(H2O)}$), т.к. плотность воды равна 1г/мл

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Решите задачу согласно своего варианта:

Вариант	**Масса раствора**	**Массовая доля**
1	50	3% $NaNO_2$
2	70	5% KCl
3	40	5% $NaNO_2$
4	50	3% Na_2SO_4
5	50	4% NaCl

1. После произведенных расчетов по одному из вариантов оформите их в тетради.

2. Отвесьте рассчитанное количество вещества и поместите его в стакан объемом 100 мл или колбу 200 мл.

Помните! К соли приливают воду! Кислоту добавляют в воду при постоянном помешивании!

Взвешивание

- Уравновесьте весы.
- Взвешиваемое вещество кладите на левую чашку весов, разновесы на правую. (Для левшей – на правую чашку кладут вещество, на левую – разновесы.)
- Разновесы брать только пинцетом и при снятии с весов класть сразу в те гнезда футляра, из которых они были взяты.
- После взвешивания чашка весов должна оставаться чистой.
- По окончании работы проверьте разновесы. Весы привести в нерабочие состояние.

Жидкости на весах не взвешивают!

3. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объем жидкости и вылейте в стакан с солью или водой.

4. Перемешайте стеклянной палочкой смесь до полного растворения вещества. Раствор готов!

5. В отчете опишите последовательность ваших действий. Сделайте рисунок сосуда, в котором приготовили раствор. Склянку с раствором сдайте преподавателю.

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1. Что такое раствор? Приведите примеры жидкого, газообразного и твердого раствора.

2. Как измеряют плотность раствора?
3. Какие способы выражения концентрации растворов Вы знаете?

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.
Повторение изученного материала

Инструкция

по лабораторной работе № 10

Тема: Решение экспериментальных задач по теме «Гидролиз».

Цель работы:
- изучить гидролиз солей разных типов;
-научиться определять реакцию среды растворов солей различных типов;
-исследовать растворы различных солей на протекание реакций гидролиза;
-отработать навыки составления уравнений реакций гидролиза;
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;

-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: - универсальная индикаторная бумажка, штатив с пробирками, предметные стёкла, пипетка, стеклянная палочка;
Реактивы: - растворы солей: карбонат калия, карбонат натрия, нитрат калия, сульфат алюминия, сульфат железа (III), сульфат меди (II), хлорид железа (III), хлорид натрия, хлорид цинка.

Этапы проведения работы:

1. Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать меры безопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

Осторожно обращайтесь с химическим оборудованием!

2.Опорные понятия теоретического материала

Распад электролитов на ионы при растворении в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией. Электролиты – вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии. К электролитам относятся вещества, имеющие ионную связь: соли, основания, полярные молекулы кислот. Классификация электролитов приведена в таблице «Классификация электролитов».

Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются неэлектролитами.

Классификация электролитов

Степень электролитической диссоциации	Сила электролита	*Примеры*	
α > 30%	сильные	кислоты	H_2SO_4, HNO_3,*HCl*, *HBr, HI*

		основания	$Me^{n+}(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
3% < α < 30%	средние	кислоты	HF , H_2SO_3, H_3PO_4
		основания	$Fe(OH)_3$
α < 3%	слабые	кислоты	H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, CH_3COOH
		основания	$Me^{n+}(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH
		соли	М. в воде

Гидролиз соли - взаимодействие ионов соли с водой, когда образуется слабый электролит $[H^+] = [OH^-]$ - среда нейтральная, $[H^+] > [OH^-]$ - среда кислая, $[OH^-] > [H^+]$ - среда щелочная.

В зависимости от своего состава соли по-разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей, которые представлены в таблице «Типы гидролиза солей».

Типы гидролиза солей

1. *Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты.* ($CuCl_2$, NH_4Cl, $Fe_2(S0_4)_3$ — гидролиз по катиону) $CuCl_2$ ⇄ $Cu^{2+} + 2Cl^-$ H_2O ⇄ $H^+ + OH^-$ $Cu^{2+} + 2Cl^- + H^+ + OH^-$ ⇄ $CuOH^+ + H^+ + 2Cl^-$ *Выводы:* $[H^+] > [OH^-]$ ⇒ pH < 7 ⇒ среда раствора кислая ⇒ окраска индикаторов изменяется	2. *Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты.* (K_2C0_3, Na_2S — гидролиз по аниону) K_2C0_3 ⇄ $2K^+ + C0_3^{2-}$ H_2O ⇄ $H^+ + OH^-$ $2K^+ + C0_3^{2-} + H^+ + OH^-$ ⇄ $HCO_3^- + 2K^+ + OH^-$ *Выводы:* $[H^+] < [OH^-]$ ⇒ pH > 7 ⇒ среда раствора щелочная ⇒ окраска индикаторов изменяется
3. *Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты.* ($(NH_4)_2CO_3$, CH_3COONH_4, Na_2CO_3 — гидролиз по катиону и по аниону) $Fe_2(C0_3)_3$ ⇄ $2Fe^{3+} + 3C0_3^{2-}$ H_2O ⇄ $H^+ + OH^-$ $2Fe^{3+} + 3C0_3^{2-} + H^+ + OH^-$ ⇄ $Fe(OH)_3$↓ + $C0_2$↑ + H_2O идёт до конца *Выводы:* Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.	4. *Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты.*(гидролизу не подвергаются ($NaCl$, K_2SO_4, $Ba(N0_3)_2$). $NaCl$ ⇄ $Na^+ + Cl^-$ H_2O ⇄ $H^+ + OH^-$ $Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^-$ ⇄ $Na^+ + Cl^- + H^+ + OH$ *Выводы:* $[H^+] = [OH^-]$ ⇒ pH = 7 ⇒ среда раствора нейтральная ⇒окраска индикаторов не изменяется

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Опыт № 1. Испытание растворов солей индикатором. Гидролиз солей.

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести пипеткой по одной капли раствора каждой соли *(из списка реактивов).*

Оформление отчета: результаты наблюдений занести в таблицу «Определение среды растворов солей».

После заполнения таблицы составьте уравнения реакций гидролиза солей, растворы которых имели, кислую или щелочную среду раствора. С помощью уравнений реакций объясните происходящие реакции.

Определение среды растворов солей

Формула соли	Цвет индикатора			Какими основаниями и кислотами сильными (🔒) или слабыми (🏴) соль образована:
	Нейтральная	Кислая	Щелочная	
1. K_2CO_3			*синий*	🔒 *основания и* 🏴 *кислоты*
2.Na_2CO_3				
3. KNO_3				
4. $Al_2(SO_4)_3$				
5.$Fe_2(SO_4)_3$				
6.$CuSO_4$				
7.$FeCl_3$				
8.NaCl				
9.$ZnCl_2$				

Опыт № 2. Получение соли карбоната алюминия и наблюдение за её гидролизом.

К 1 мл раствора соли алюминия прилейте 1 мл раствора карбоната натрия. Запишите наблюдения и уравнение гидролиза в таблицу:

Условия проведения.	Наблюдения	Уравнения гидролиза. Вывод

Уравнение гидролиза:

$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 \rightarrow Al_2(CO_3)_3 + 3Na_2SO_4$

$Al_2(CO_3)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3CO_3^{2-}$

$H_2O \rightarrow OH^- + H^+$

$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + OH^- + H^+ \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$ идёт до конца

Опыт № 3. Экспериментальная задача.

В трёх, пронумерованных, пробирках находятся растворы солей: K_2SO_3, $Al(NO_3)_3$, NaCl. Определите, в какой пробирке находятся данные соли.

Алгоритм проведения опыта по определению веществ:

1. Дотронуться стеклянными палочками из пронумерованных пробирок до индикаторной бумага, записать цвет индикаторной бумага и сделать заключение о реакции среды раствора.
2. Записать уравнение гидролиза предложенных солей и сделать выводы (назовите среду раствора каждой соли).
3. Сопоставить формулы солей и цвет индикаторной бумаги.

Запишите наблюдения и уравнение гидролиза в таблицу:

Формулы солей	Цвет индикаторной бумаги	Уравнение гидролиза, среда раствора
1. K_2SO_3		
2. $Al(NO_3)_3$		
3. NaCl.		

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

1.Как реакция среды растворов зависит от типов солей?

6.Список рекомендованной литературы.

1.Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 82-92. - ISBN 978-5-7695 -8350-6
2. Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
3 Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
4.Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание.

повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция

по лабораторной работе № 11

Тема: Сравнение свойств неорганических и органических веществ

Цель работы:

-сравнить свойства неорганических и органических кислот, оснований, амфотерных соединений и установить их сходство или различие;

-систематизировать знания учащихся о свойствах органических и неорганических оснований, кислот и амфотерных соединений;

-сформировать представление об универсальности кислотных, основных и амфотерных свойств;

-совершенствовать навыки обращения с лабораторным оборудованием и проведения химического эксперимента;

-развивать умения наблюдать, прогнозировать, планировать эксперимент;

-делать выводы на основе эксперимента, составлять отчёт о проделанной работе;

-развивать коммуникативные способности, навык работы в группе, умение определять обязанности каждого члена группы, умение проводить оценку работы каждого члена группы и самооценку;

-формировать представление о познаваемости природы.

-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: таблица растворимости, штатив с пробирками, водяная баня, химический стакан с холодной водой, фарфоровая чашка, стеклянная палочка, спички, держатель для пробирок, спиртовка, предметное стекло, тигельные щипцы.

Реактивы: анилин, вода, раствор гидроксида натрия, раствор сульфата меди (II), концентрированная соляная кислота, смесь концентрированной уксусной кислоты, изоамилового спирта и концентрированной серной кислоты, борная кислота (порошок), этиловый спирт, концентрированная серная кислота, растворы серной кислоты, уксусной кислоты, гидроксида натрия, фенолфталеина, цинк (гранулы), оксид меди (II) (порошок), растворы ацетата свинца (II), ацетата натрия, роданида калия, хлорида железа (III), растворы гидроксида натрия, нитрата цинка, карбоната натрия, соляная кислота (разбавленная и концентрированная).

Этапы проведения работы:

1.Инструктаж по технике безопасности

1. **Работа с агрессивными жидкостями (кислотами и щелочами).**

При работе с растворами кислот (серной, соляной, уксусной) следует избегать их попадания на кожу и слизистые оболочки. При попадании их на кожу необходимо промыть пораженное место большим количеством воды и обработать раствором питьевой соды.

При работе со щелочью (гидроксидом натрия) следует избегать его попадания на кожу и слизистые оболочки. При попадании щёлочи на кожу необходимо промыть пораженное место большим количеством воды и обработать 5% - ным раствором уксусной кислоты. При попадании на слизистую оболочку глаз – промыть глаза большим количеством проточной воды и обработать 2% - ным раствором борной кислоты.

2. **Работа с токсичными веществами.**

Анилин. Пары анилина токсичны. Отравление ими сопровождается слабостью, головокружением, головной болью, рвотой. Возможно появление синюшности губ, ногтей. Работы с использованием анилина следует проводить под тягой.

Изоамиловый спирт. Изоамиловый спирт в 10-12 раз токсичнее, чем этиловый. Он действует на центральную нервную систему, обладает наркотическими свойствами. При приеме изоамилового спирта появляется головная боль, тошнота, рвота. Симптомы отравления проявляются уже после приема внутрь 0,5 г изоамилового спирта. Смерть может наступить после приема внутрь 10-15 г этого спирта. Работы с использованием изоамилового

спирта следует проводить под тягой. Смеси, содержащие изоамиловый спирт, предварительно готовит лаборант.

Изоамиловый эфир уксусной кислоты. Общий характер действия. Наркотик, вызывающий изменения в крови. Пары раздражают слизистые оболочки глаз, носа, верхних и глубоких дыхательных путей.

Человек. Порог обонятельного ощущения 0,0006 мг/л. При получасовом вдыхании паров в концентрации 5 мг/л — кашель, чувство царапанья в горле, жжение в глазах, стеснение в груди, усталость. При высоких концентрациях — головокружение, чувство жара, учащение пульса, сердцебиение, головные боли, шум в ушах, дрожание, тошнота, потеря аппетита.

Работы с использованием анилина следует проводить под тягой.

2.Опорные понятия теоретического материала

Кислоты органические и неорганические

Кислоты – электролиты, при диссоциации которых из положительных ионов образуются только ионы H^+:

$$HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$$

$$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$$

Классификация кислот

Кислоты прежде всего классифицируют на неорганические и органические (карбоновые). Слабые кислотные свойства проявляют такие органические соединения как спирты и фенолы. Неорганические и карбоновые кислоты, в свою очередь, имеют свои собственные классификации. Так, все неорганические кислоты можно классифицировать:

- по числу атомов водорода, способных к отщеплению в водном растворе (одноосновные –HCl, HNO_2, двухосновные –H_2SO_4, H_2SiO_3, трехосновные – H_3PO_4)
- по составу кислоты (бескислородсодержащие – HI, HF, H_2S и кислородсодержащие – HNO_3, H_2CO_3)

Карбоновые кислоты классифицируют:

- по числу карбоксильных групп (одноосновные – HCOOH, CH_3COOH и двухосновные –$H_2C_2O_4$)

Физические свойства кислот

При н.у. большинство неорганических кислот существуют в жидком состоянии, некоторые – в твёрдом состоянии (H_3PO_4, H_3BO_3).

Органические кислоты с числом атомов углерода до 3 представляют собой легкоподвижные бесцветные жидкости с характерным резким запахом; кислоты с 4-9 атомами углерода — маслянистые жидкости с неприятным запахом, а кислоты с большим количеством атомов углерода— твёрдые вещества, нерастворимые в воде.

Строение карбоксильной группы

Карбоксильная группа — -COOH состоит из карбонильной группы — > C=O и гидроксильной группы –OH, которые оказывают взаимное влияние друг на друга. Неподеленная пара электронов атома кислорода в гидроксид-ионе смещена в сторону атома углерода карбонильной группы, что ослабляет связь –OH и обусловливает наличие кислотных свойств (рис 1).

Строение карбоксильной группы

Получение кислот

Неорганические и органические кислоты получают разными способами. Так, неорганические кислоты можно получить:

- по реакции кислотных оксидов с водой

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

- по реакции соединения неметаллов с водородом

$$H_2 + S \leftrightarrow H_2S$$

- по реакции обмена между солями и другими кислотами

$$K_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow H_2SiO_3\downarrow + 2KCl$$

Органические кислоты получают путем:

- окисления альдегидов и первичных спиртов (в качестве окислителей выступают $KMnO_4$ и $K_2Cr_2O_7$)

$$R – CH_2 –OH \rightarrow R –C(O)H \rightarrow R\text{-}COOH,$$

где R – углеводородный радикал.

Химические свойства кислот

К общим химическим свойствам и органических и неорганических кислот относят:

— способность изменять окраску индикаторов, например, лакмус при попадании в раствор кислоты приобретает красную окраску (это обусловлено диссоциацией кислот);

— взаимодействие с активными металлами

$$2RCOOH + Mg = (RCOO)_2Mg + H_2\uparrow$$

$$Fe + H_2SO_{4(р—р)} = FeSO_4 + H_2\uparrow$$

— взаимодействие с основными и амфотерными оксидами

$$2RCOOH + CaO = (RCOO)_2Ca + H_2O$$

$$6RCOOH + Al_2O_3 = 2(RCOO)_3Al + 3H_2O$$

$$2HCl + FeO = FeCl_2 + H_2O$$

$$6HNO_3 + Al_2O_3 = 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O$$

— взаимодействие с основаниями

$$RCOOH + NaOH = RCOONa + H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$$

— взаимодействие с солями слабых кислот

$$RCOOH + NaHCO_3 = RCOONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CH_3COONa + HCl = CH_3COOH + NaCl$$

Специфические свойства неорганических кислот

К специфическим свойствам неорганических кислот относят окислительно-восстановительные реакции, связанные со свойствами анионов кислот:

$$H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$$

$$Pb + 4HNO_{3(конц)} = Pb(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

Специфические свойства органических кислот

К специфическим свойствам органических кислот относят образование функциональных производных путем замещения гидроксильной группы (1, 2, 3, 4), а также галогенирование (5), восстановление (6) и декарбоксилирование (7).

$$R\text{–}C(O)\text{-}OH + PCl_5 = R\text{–}C(O)\text{-}Cl \text{ (хлорангидрид)} + POCl_3 + HCl \quad (1)$$

$$R\text{–}C(O)\text{-}OH + H\text{-}O\text{-}C(O)\text{-}R = R\text{–}C(O)\text{–}O\text{–}C(O)\text{–}R \text{ (ангидрид)} \quad (2)$$

$$CH_3COOH + CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH = CH_3\text{-}C(O)\text{-}O\text{-}C_2H_5 \text{ (этилацетат (сложный эфир))} + H_2O \quad (3)$$

$$CH_3COOH + CH_3\text{–}NH_2 = CH_3\text{-}C(O)\text{-}NH\text{-}CH_3 \text{ (амид)} + H_2O \quad (4)$$

$$CH_3\text{–}CH_2\text{-}COOH + Br_2 = CH_3\text{–}CHBr\text{–}COOH + HBr \text{ (катализатор – } P_{кр}) \quad (5)$$

$$R\text{-}COOH + LiAlH_4 \text{ (водный раствор, подкисленный HCl)} = R\text{-}CH_2\text{-}OH + AlCl_3 + LiCl \quad (6)$$

$$CH_2{=}CH\text{-}CH_2\text{-}COOH = CO_2\uparrow + CH_2{=}CH\text{-}CH_3 \quad (7)$$

Основания органические и неорганические

Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых из отрицательных ионов образуются только ионы OH^-:

$$Fe(OH)_2 \leftrightarrow Fe^{2+} + 2OH^-$$

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$R\text{-}NH_2 + H_2O \leftrightarrow [R\text{-}NH_3]^+ + OH^-$$

К органическим основаниям относятся амины – производные аммиака, в которых атомы водорода замещены на углеводородные радикалы ($R\text{-}NH_2$). Общая формула аминов (предельных) $C_nH_{2n+3}N$.

Классификация оснований

Все неорганические основания классифицируют на растворимые в воде (щелочи) – NaOH, KOH и нерастворимые в воде ($Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$).

Амины делятся на первичные, вторичные и третичные в зависимости от того, сколько атомов водорода замещено на радикал. Общая формула первичных аминов – $R\text{-}NH_2$, вторичных – R-NH-R’, третичных – R-N(R’) – R’’.

Физические свойства оснований

Метиламин, диметиламин и триметиламин – газы, средние члены алифатического ряда – жидкости, высшие – твердые вещества. Низшие амины хорошо растворяются в воде и имеют резкий запах.

Получение оснований

Органические и неорганические основания получают разными способами, так неорганические основания можно получить по реакции:

— обмена

$$CuSO_4 + 2KOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$$

$$K_2CO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow 2KOH + BaCO_3\downarrow$$

— активных металлов или их оксидов с водой

$$2Li + 2H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2\uparrow$$

$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2\downarrow$$

— электролиза водных растворов солей

$$2NaCl + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$$

Амины получают путем нагревания алкилгалогенидов с аммиаком (1), либо восстановлением нитросоединений (2):

$$CH_3Cl + NH_3 = [CH_3NH_3]Cl = CH_3NH_2 \ (1)$$

$$C_6H_5NO_2 + 6[H] = C_6H_5NH_2 + 2H_2O$$

Химические свойства оснований

Общим химическим свойством органических и неорганических оснований является способность взаимодействовать с кислотами:

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$

$$CH_3NH_2 + H_2SO_4 = [CH_3NH_3]HSO_4$$

Специфические свойства неорганических оснований

Неорганические основания способны:

— к термическому разложению при нагревании (нерастворимые в воде)

$$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3\ H_2O$$

$$Mg(OH)_2 = MgO + H_2O$$

— реакциям с кислотными оксидами (только щелочи)

$$NaOH + CO_2 = NaHCO_3$$

— ОВР щелочей с некоторыми неметаллами

$$2NaOH + Si + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2\uparrow$$

Специфические свойства органических оснований

Амины сгорают в кислороде, образуя азот, углекислый газ и воду:

$$4C_2H_5NH_2 + 15O_2 = 8CO_2 + 2N_2 + 14H_2O$$

Амфотерные органические и неорганические соединения

Амфотерные соединения – соединения, которые в зависимости от условий проведения реакции могут проявлять как свойства кислот, так и оснований, т.е. могут и отдавать, и принимать протон (H^+).

К амфотерным неорганическим соединениям относят оксиды и гидроксиды следующих металлов – Al, Zn, Be, Cr (в степени окисления +3) и Ti (в степени окисления +4). Амфотерными органическими соединениями являются аминокислоты – NH_2–CH(R)-COOH.

Получение амфотерных соединений

Амфотерные оксиды получают путем реакции горения соответствующего металла в кислороде, например:

$$2Al + 3/2O_2 = Al_2O_3$$

Амфотерные гидроксиды получают по реакции обмена между щелочью и солью, содержащий «амфотерный» металл:

$$ZnSO_4 + NaOH = Zn(OH)_2 + Na_2SO_4$$

Если щелочь присутствует в избытке, то есть вероятность получения комплексного соединения:

$$ZnSO_4 + 4NaOH_{изб} = Na_2[Zn(OH)_4] + Na_2SO_4$$

Органические амфотерные соединения – аминокислоты получают путем замещения галогена на аминогруппу в галогензамещенных карбоновых кислотах. В общем виде уравнение реакции будет выглядеть так:

$$R\text{-}CH(Cl)\text{-}COOH + NH_3 = R\text{-}CH(NH_3^+Cl^-) = NH_2\text{–}CH(R)\text{-}COOH$$

Химические свойства амфотерных соединений

Главным химическим свойством амфотерных соединений является их способность реагировать с кислотами и щелочами:

$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$$

$$Al_2O_3 + NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$$

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$$

$$Zn(OH)_2 + NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$$

$$NH_2–CH_2\text{-}COOH + HCl = Cl[NH_3–CH_2\text{-}COOH]$$

$$NH_2–CH_2\text{-}COOH + NaOH = NH_2–CH_2\text{-}COONa + H_2O$$

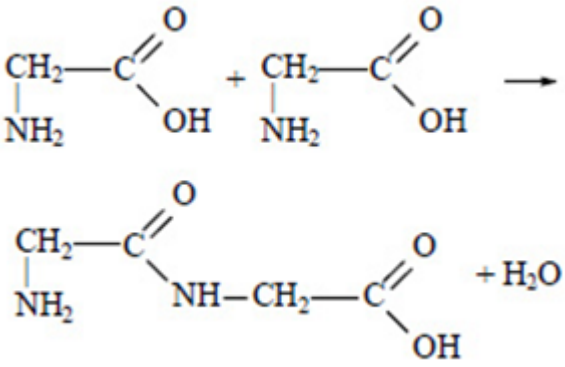
Специфические свойства амфотерных органических соединений

При растворении аминокислот в воде аминогруппа и карбоксильная группа взаимодействуют друг с другом с образованием соединений, называемых внутренними солями:

$$NH_2–CH_2\text{-}COOH \leftrightarrow {}^{+}H_3N–CH_2\text{-}COO^{-}$$

Молекулу внутренней соли называют биполярным ионом.

Две молекулы аминокислоты могут взаимодействовать друг с другом. При этом происходит отщепление молекулы воды и образуется продукт, в котором фрагменты молекулы связаны между собой пептидной связью (-CO-NH-). Например:



Также для аминокислот характерны все химические свойства карбоновых кислот (по карбоксильной группе) и аминов (по аминогруппе).

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Опыт 1. Свойства органических и неорганических оснований

1. В одной пробирке приготовьте эмульсию анилина. Для этого: в пробирку налейте 1 мл воды, добавьте 2 – 3 капли анилина, встряхните пробирку, чтобы получить эмульсию анилина.

2. В другой пробирке получите гидроксид меди (II). Для этого: налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата меди (II), добавьте по каплям раствор гидроксида натрия.

3. В обе пробирки добавьте по каплям концентрированную соляную кислоту.

Опыт 2. Химические свойства органических и минеральных кислот (взаимодействие со спиртами).

А. Получение сложного эфира уксусной кислоты и изоамилового спирта.

1. Получите у учителя смесь, состоящую из 2 мл изоамилового спирта, 2 мл концентрированной уксусной кислоты и 1 мл концентрированной серной кислоты.
2. Приготовьте водяную баню (стакан с горячей водой).
3. Смесь перемешайте и поместите на водяную баню. Нагревайте смесь до пожелтения жидкости.
4. Дайте смеси остыть.
5. Содержимое пробирки вылейте в стакан с холодной водой.

Б. Получение сложного эфира борной кислоты и этилового спирта.

1. В фарфоровую чашку поместите 2 «ложечки» борной кислоты.
2. Добавьте в фарфоровую чашку с кислотой 2 – 3 мл этилового спирта.
3. Добавьте к смеси 1 мл концентрированной серной кислоты.
4. Перемешайте смесь стеклянной палочкой.
5 Поднесите к смеси зажжённую спичку.

Опыт 3. Химические свойства органических и минеральных кислот (взаимодействие с металлами, оксидами металлов и основаниями).

А. Взаимодействие с металлами.

1. В две пробирки поместите по 2 – 3 гранулы цинка.
2. В одну пробирку прилейте 2 мл раствора серной кислоты.
3. В другую – 2 мл раствора уксусной кислоты.

Б. Взаимодействие с оксидом металла.

1. В две пробирки поместите по 1 «шпателю» порошка оксида меди.
2. В одну пробирку прилейте 2 мл раствора серной кислоты.
3. В другую – 2 мл раствора уксусной кислоты.
4. Нагрейте содержимое пробирок до растворения порошка оксида меди.

Б. Взаимодействие со щелочью.

1. В две пробирки налейте по 2 мл раствора гидроксида натрия.
2. В каждую пробирку добавьте по 1 – 2 капли раствора фенолфталеина.
3. В одну из пробирок по каплям добавляйте раствор серной кислоты.
4. В другую - раствор уксусной кислоты.

Опыт 4.Сравнение свойств солей органических и минеральных кислот

А Обнаружение анионов кислотных остатков

1. В одну пробирку налейте 1 мл раствора ацетата калия (натрия)
2. В другую пробирку налейте 1 мл раствора ацетата свинца (II).
3. В третью пробирку налейте 1 мл раствора роданида калия.
4. В каждую пробирку добавьте по 1 – 2 капли раствора хлорида железа (III).

Б. Обнаружение катионов металлов.

1. Налейте в пробирку 1 мл раствор ацетата свинца.
2. Прилейте к ацетату свинца раствор иодида каля.
3. Смешайте в фарфоровой чашке по 0,5 мл растворов
   а) ацетата калия и этилового спирта
   б) роданида калия и этилового спирта.
4. Подожгите смеси.

Опыт 5. Сравнение свойств органических и неорганических амфотерных соединений.

А. Свойства гидроксида цинка.

1. В две пробирки налейте по 1 мл раствора хлорида цинка.
2. В каждую пробирку добавьте по 2 – 3 капли раствора гидроксида натрия.
3. В одну из пробирок прилейте раствор соляной кислоты.
4. В другую пробирку прилейте избыток раствора гидроксида натрия.

Б. Свойства аминоуксусной кислоты.

1. Налейте в одну пробирку 2 мл раствора карбоната натрия.
2. Добавьте в него щепотку глицина.
3. В другую пробирку поместите порошок глицина.
4. Добавьте к нему несколько капель концентрированной соляной кислоты.
5. Нагрейте смесь.
6. Вылейте несколько капель полученного раствора на предметное стекло.
7. Наблюдайте за изменениями при охлаждении раствора.

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

Оформление отчёта о работе.

1 Кратко опишите ваши действия (растворили пробы веществ, прилили раствор, нагрели вещество или смесь веществ и т.п.)

2 Укажите, что наблюдали (цвет и агрегатное состояние исходных веществ; цвет, запах, агрегатное состояние продуктов реакций и т.п.)

3 Сделайте вывод из наблюдений.

4 Подтвердите его уравнением соответствующей реакции.

5 Вывод. Сделайте общий вывод в соответствии с целью работы.

5.Контрольные вопросы.

1. Перечислите свойства неорганических оснований (щелочей и нерастворимых оснований).
2. Какие органические вещества обладают основными свойствами? Какие химические реакции для них характерны?
3. Перечислите химические свойства органических кислот?
4. Какие свойства кислот вы можете проверить, используя предложенные вам реактивы?
5. Вспомните все определения понятия «соль».
6. Что происходит при растворении солей в воде?

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание

повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция

по лабораторной работе № 12

Тема: Получение, собирание и распознавание газов.

Цель работы:

- совершенствовать умения выполнять химический эксперимент по получению, собиранию и распознаванию газов;
-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;
-развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;
-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: Прибор для получения газов, пробирки, спиртовка, спички, лучинки, стеклянные трубки
Реактивы: растворы: соляной кислоты, уксусной кислоты, пероксида водорода, известковой воды; цинк, мрамор,

Этапы проведения работы:

1. Инструктаж по технике безопасности

При проведении опытов необходимо соблюдать меры безопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

Обращаться со стеклянной посудой нужно очень осторожно, чтобы не раздавить или разбить её. Сколы при разрушении стеклянной посуды очень острые и могут вызвать очень глубокие порезы.

Осторожно обращайтесь с химическим оборудованием!

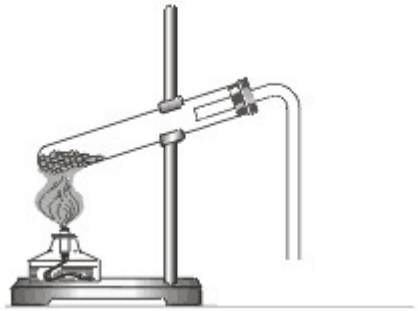
2.Опорные понятия теоретического материала

Приборы для получения газов

В лаборатории небольшие количества газов можно получать с помощью химических реакций. Некоторые газы образуются при термическом разложении сложных веществ.

Пример:

*Кислород получают при нагревании марганцовки. При разложении нитратов образуется оксид азота(*IV*).*



Прибор для получения газа из твёрдого вещества

Газы образуются также в реакциях между некоторыми растворами и твёрдыми веществами.

Пример:

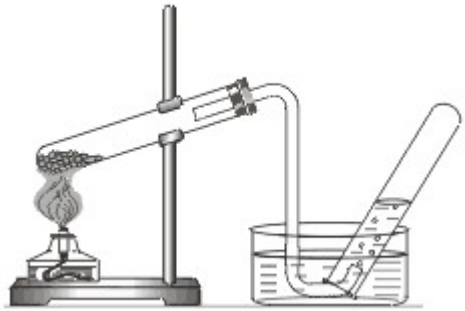
Водород получают при взаимодействии кислоты с металлом, а углекислый газ — при взаимодействии кислоты с мелом или мрамором.

Прибор для получения газа из твёрдого вещества и раствора

Способы собирания газов

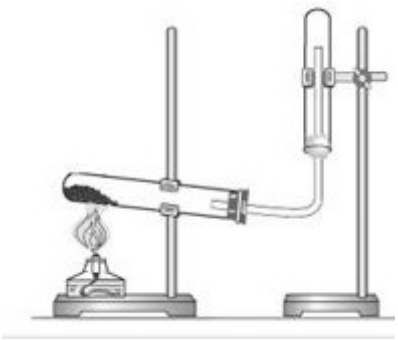
В лаборатории газы собирают в сосуд двумя способами: **вытеснением воздуха** или **вытеснением воды**.

Вытеснением воды можно собирать только газы, которые с водой **не реагируют** и в ней **не растворяются** (водород, кислород, азот, метан).

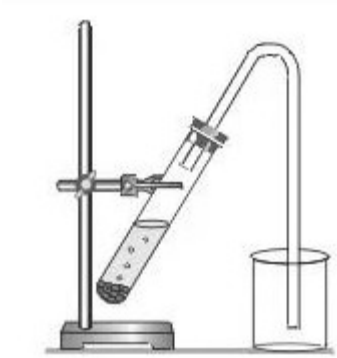


Прибор для собирания газа вытеснением воды

Вытеснением воздуха можно собирать газы, которые отличаются от него по плотности. Если газ **легче воздуха**, то сосуд для его собирания закрепляют дном вверх, если газ **тяжелее воздуха** — дном вниз.



Прибор для собирания газа вытеснением воздуха (газ легче воздуха)



Прибор для собирания газа вытеснением воздуха (газ тяжелее воздуха)

Определить легче или тяжелее воздуха газ можно, если сравнить его относительную молекулярную массу с молекулярной массой воздуха (Mr=29).
Пример:
Mr(O2)=32 — *кислород тяжелее воздуха;* Mr(NH3)=17 — *аммиак легче воздуха.*

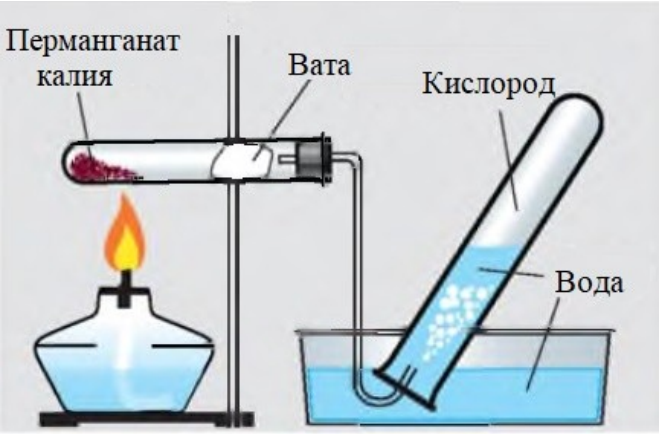
Получение кислорода

В лаборатории кислород получают разложением перманганата калия при нагревании или разложением пероксида водорода в присутствии катализатора:

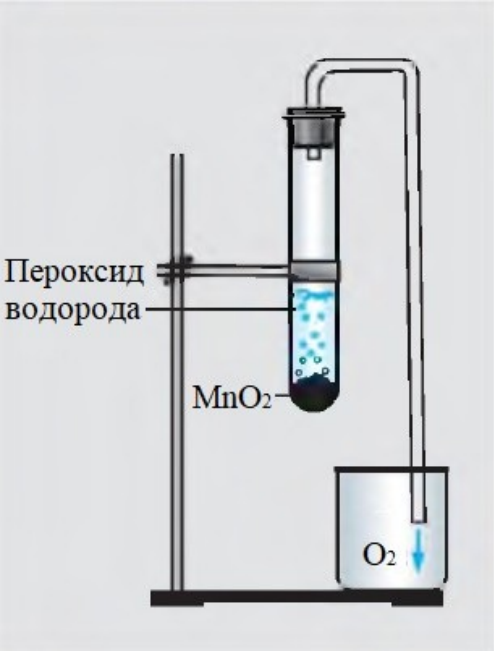
2KMnO4=tK2MnO4+MnO2+O2↑.

2H2O2=MnO22H2O+O2↑.

Собирают кислород вытеснением воды или вытеснением воздуха.



Прибор для получения кислорода из перманганата калия и собирания вытеснением воды.



Прибор для получения кислорода из пероксида водорода и собирания вытеснением воздуха.

Обнаружить выделившийся кислород можно с помощью тлеющей лучинки. В сосуде с кислородом лучинка разгорается ярким пламенем.

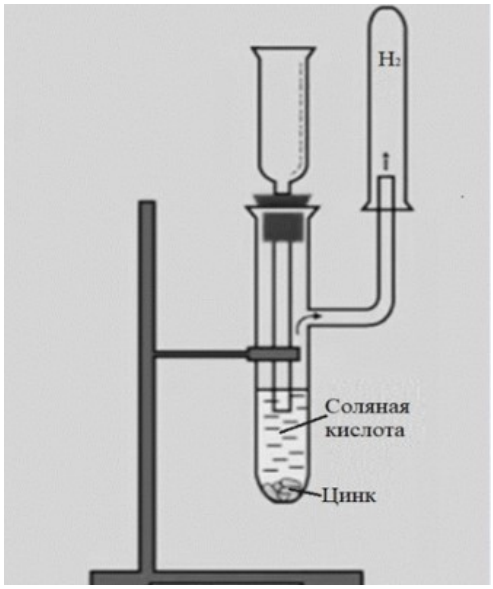
Получение водорода

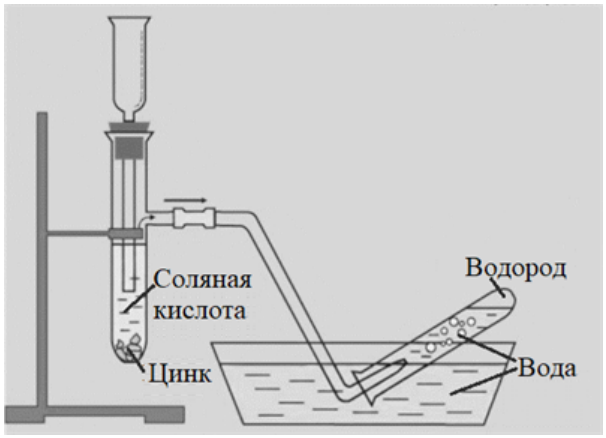
В лаборатории водород получают действием соляной или разбавленной серной кислоты на металлы (цинк, железо, алюминий).

$Zn+2HCl=ZnCl2+H2\uparrow$

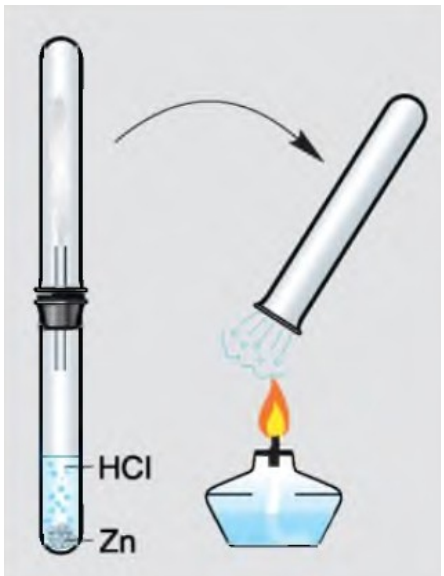
$Zn+H2SO4=ZnSO4+H2\uparrow$

Собирают водород вытеснением воды или воздуха. Сосуд для водорода при вытеснении воздуха располагают дном вверх.





Доказать наличие водорода в пробирке можно, если поднести её к пламени спиртовки. Водород взрывается и раздаётся характерный хлопок.

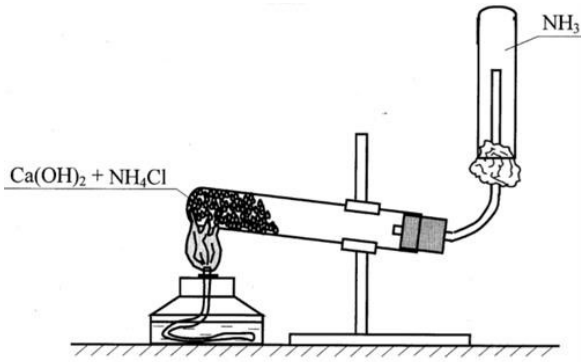


Получение аммиака

Лабораторный способ получения аммиака заключается в нагревании смеси хлорида аммония и гидроксида кальция:

2NH4Cl+Ca(OH)2=tCaCl2+2NH3↑|+2H2O.

Собрать аммиак можно вытеснением воздуха в перевёрнутый вверх дном сосуд.



Выделение аммиака определяют по характерному запаху или с помощью влажной фенолфталеиновой бумажки. При взаимодействии аммиака с водой образуются гидроксид-ионы и фенолфталеин становится малиновым.

NH3+H2O⇄NH+4+OH−.

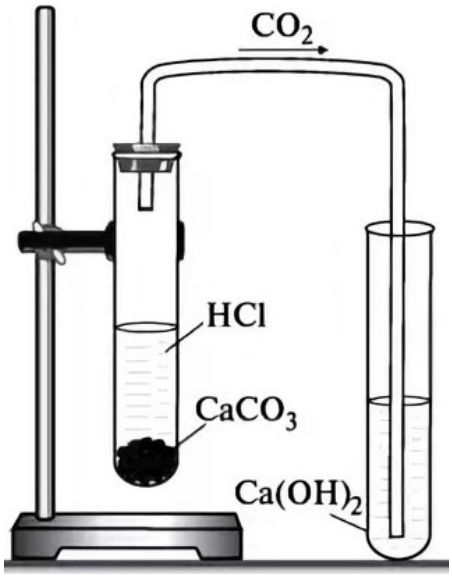
Получение углекислого газа

Углекислый газ получают действием кислоты на карбонат кальция (мел или мрамор):

CaCO3+2HCl=CaCl2+H2O+CO2↑.

Собирают выделившийся газ вытеснением воздуха. Обнаружить его можно с помощью горящей лучинки, которая в углекислом газе гаснет. Также используют реакцию с раствором гидроксида кальция (известковой водой). Прозрачный раствор мутнеет при пропускании углекислого газа из-за образования нерастворимого карбоната кальция:

CO2+Ca(OH)2=CaCO3↓+H2O



3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

Обучающиеся разбиваются на группы для выполнения работы по вариантам:

Вариант 1. ***Получение, собирание и распознавание водорода***

Вариант 2. ***Получение, собирание и распознавание кислорода***

Вариант 3. ***Получение, собирание и распознавание углекислого газа***

Вариант 4. ***Получение, собирание и распознавание аммиака***

Вариант 1. ***Получение, собирание и распознавание водорода***

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

Ход работы

1. В пробирку поместить две гранулы цинка.
2. Прилить 2 мл раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции с точки зрения окислительно-восстановительного процесса.
3. Накрыть пробирку-реактор пробиркой большего диаметра.
4. Через 1 – 2 минуты поднимите большую пробирку и, не переворачивая, поднесите её к пламени спиртовки. Что наблюдаете? 5. Что можно сказать о чистоте собранного водорода?

6. Почему водород собирают в перевернутую пробирку?

Задания

1. Запишите уравнение реакции получения водорода в лабораторных условиях.
2. Опишите способ собирания водорода.
3. Опишите физические свойства водорода, наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите способ распознавания водорода.
5. Оформите работу в тетради в виде таблицы:

Название опыта, рисунок	Ваши наблюдения	Уравнение реакции, выводы

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

Вариант 2. ***Получение, собирание и распознавание кислорода***

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

Ход работы

1. В пробирку прилить 5 мл раствора пероксида водорода.
2. Подготовьте тлеющую лучину (подожгите ее и, когда она загорится, взмахами руки погасите).
3. Добавьте в пробирку несколько крупинок оксида марганца (IV). Что наблюдаете?
4. Внесите тлеющую лучину в пробирку с раствором пероксида водорода. Что наблюдаете?

Задания

1. Запишите уравнение реакции получения кислорода в лабораторных условиях.
2. Опишите способы собирания кислорода.
3. Опишите физические свойства кислорода, наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите способ распознавания кислорода.
5. Оформите работу в тетради в виде таблицы:

Название опыта, рисунок	Ваши наблюдения	Уравнение реакции, выводы

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

Вариант 3. ***Получение, собирание и распознавание углекислого газа***

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

Ход работы

1. В пробирку поместить кусочек мрамора.
2. Прилить к мрамору 4 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?
3. Приготовьте тлеющую лучину.
4. Внесите тлеющую лучину в пробирку-реактор. Что наблюдаете?
5. В пробирку налейте 2 мл раствора известковой воды.
6. Используя чистую стеклянную трубку, осторожно продувайте через неё выдыхаемый воздух. Что наблюдаете?

Задания

1. Запишите уравнение реакции получения углекислого газа в лабораторных условиях.
2. Опишите способ собирания углекислого газа.
3. Опишите физические свойства углекислого газа, наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите не менее двух способов распознавания углекислого газа.
5. Напишите уравнения реакций, происходящих при пропускании углекислого газа через известковую воду в молекулярном и ионном видах.
6. Оформите работу в тетради в виде таблицы:

Название опыта, рисунок	Ваши наблюдения	Уравнение реакции, выводы

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

Вариант 4. ***Получение, собирание и распознавание аммиака***

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

Ход работы

1. В пробирку прилейте 1-2 мл хлорида аммония.
2. Прилейте 1 – 2 мл щелочи.
3. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте в пламени спиртовки. Что наблюдаете?
4. Поднесите к отверстию пробирки влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете?
5. Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете?
6. Оформите работу в тетради в виде таблицы:

Название опыта, рисунок	Ваши наблюдения	Уравнение реакции, выводы

Задания

1. Запишите уравнение реакции получения аммиака в лабораторных условиях:

А) из гидроксида кальция и хлорида аммония;

Б) из гидроксида натрия и сульфата аммония.

2. Опишите способ собирания аммиака.
3. Опишите физические свойства аммиака, наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите не менее двух способов распознавания аммиака.

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012

Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание
повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция

по лабораторной работе № 13

Тема: Решение экспериментальных задач по теме: «Металлы» и «Неметаллы».

Цель работы:
- с помощью выданных реактивов решить экспериментальные задачи;
-на практике закрепить знания о качественных реакциях на катионы и анионы;

-формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
-совершенствовать умения составлять уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;
-развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;
-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, стальная проволока.
Реактивы: кристаллический нитрат бария, сульфат меди(II), хлорид кальция, карбонат магния; растворы сульфата железа(II), гидроксида натрия, нитрата бария, сульфата меди(II), соляной и серной кислот, хлорида железа(III); металлический цинк и железо; вода.

Этапы проведения работы:

1. Инструктаж по технике безопасности

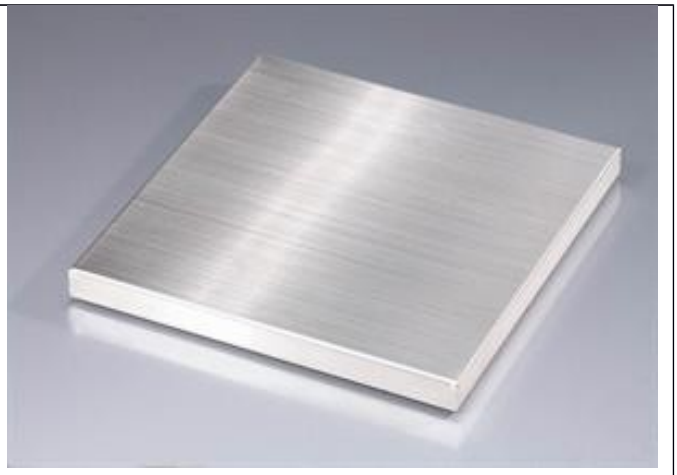
При проведении опытов необходимо соблюдать меры безопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

Повторите правила техники безопасности при проведении практических работ; работ со стеклянной посудой; кислотами и нагревательными приборами.

2.Опорные понятия теоретического материала

Простые вещества по их свойствам делят на **металлы** и **неметаллы**.

Металлы имеют **немолекулярное** строение и сходные физические свойства. Все металлы (кроме ртути) при обычных условиях представляют собой твёрдые вещества. Их легко узнать по характерному металлическому блеску. Металлы хорошо проводят тепло и электрический ток.

Ртуть	 *Алюминий*

При ударе металлы не разрушаются, а меняют свою форму, т. е. им характерна пластичность. Металлы можно ковать, прокатывать в листы, вытягивать в проволоку.

Неметаллы не имеют общих физических свойств и не похожи на металлы. У них отсутствует металлический блеск. У большинства неметаллов низкие электропроводность и теплопроводность.

Большинство неметаллов имеет **молекулярное** строение. Такие вещества при обычных условиях являются газами (водород, кислород, азот, озон, фтор, хлор, инертные газы), жидкостями (бром) или хрупкими легкоплавкими твёрдыми веществами (сера, иод, белый фосфор).

Хлор	*Бром*	*Сера*

Некоторые неметаллы имеют **немолекулярное** строение, например, красный фосфор, кремний, алмаз и графит. Такие вещества твёрдые, тугоплавкие, нелетучие.

Красный фосфор

Определить, является простое вещество металлом или неметаллом, можно с помощью периодической таблицы. Химические элементы металлы, образующие простые вещества с металлическими свойствами, располагаются в периодической таблице слева ниже диагонали «водород — бор — кремний — мышьяк — теллур — астат — № 118». Вверху справа располагаются химические элементы неметаллы, которые образуют простые вещества с неметаллическими свойствами.

Элементов металлов больше, чем элементов неметаллов. Значит, и простых веществ с металлическими свойствами существует больше, чем с неметаллическими.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

1. Определение выданных веществ.

В трех пронумерованных пробирках даны твердые вещества: а) нитрат бария, б) сульфат меди(II), в) хлорид кальция. Определите, в какой пробирке находится каждая из солей, по окраске пламени. Для этого растворите выданные вещества в воде. Затем, хорошо прокалив стальную проволоку, опустите ее в раствор соли и поместите в пламя спиртовки. Что наблюдаете?

2. Подтверждение качественного состава вещества.

Выдана пробирка с раствором сульфата железа(II). Опытным путем подтвердите качественный состав выданной соли. Что наблюдаете?

3. Получение определенных веществ.

Выданы следующие вещества:
а) раствор сульфата меди(II),

б) кристаллический карбонат магния,
в) раствор гидроксида натрия,
г) железо,
д) раствор соляной кислоты,
е) раствор хлорида железа(III).
Используя знания химических свойств веществ, получите:
а) оксид железа(III);
б) оксид магния;
в) медь;
г) хлорид магния.
Что наблюдаете при получении каждого вещества?

4. Осуществите схему превращений

$Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4$

Что наблюдаете при осуществлении схемы превращений?

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

5.Контрольные вопросы.
Назовите химические свойства металлов.
Назовите химические свойства неметаллов.

6.Список рекомендованной литературы.

Химия, О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, 2017
Органическая химия, 10-11 класс, Цветков Л.А., 2012
Химия, сборник основных формул, Савинкина Е.В., Логинова Г.П.,2013

7.Домашнее задание
повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 1

Тема: Решение расчетных задач на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе.

Цель работы:

На практике закрепить знания об относительной атомной и молекулярной массе, массовой доле элемента в сложном веществе в решении упражнений и задач по вычислению относительной молекулярной массы (задание №1), вычислению массовых отношений элементов (задание №2), массовых долей элементов (задание №3) в соединениях, нахождение формулы вещества по содержанию массовых долей элементов в соединении (задание № 4)

Ход занятия:

I.Вычисление относительной молекулярной массы

Теоретическое обоснование

1.Относительная молекулярная масса равна сумме всех относительных атомных масс элементов с учетом индекса элемента. Относительная молекулярная масса соединения величина безразмерная. **Она показывает во сколько раз относительная молекулярная масса соединения больше 1/12 массы изотопа углерода-12.**

2.Для вычисления относительной молекулярной массы необходимо суммировать относительные атомные массы элементов образующих соединение.

$$M_r = n_1 * A_{r1} + n_2 * A_{r2} + n_3 * A_{r3}$$

Задание №1

Вычислите относительную молекулярную массу сульфата алюминия, химическая формула которого $Al_2(SO_4)_3$.

Алгоритм решения

Дано: $Al_2(SO_4)_3$	1.Из Периодической таблицы имени Д.И.Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав сульфата алюминия: Ar(Al)=27 Ar(S)=32 Ar(O)=16 2.Записываем формулу расчета M_r $(Al_2(SO_4)_3)$ в общем виде: **M_r $(Al_2(SO_4)_3)$ = n_1 *A_r (AI) + n_2* A_r(S) + n_3* A_r(O)** **n_1- число атомов (моль атомов алюминия)** **n_2- число атомов (моль атомов серы)** **n_3- число атомов кислорода (моль атомов кислорода)** 2.Подставляем значения относительных атомных масс элементов с учетом моль атомов в формулу расчета и вычисляем. M_r $(Al_2(SO_4)_3)$= 27 * 2 + (32 + 16*4) * 3 = 342
M_r $(Al_2(SO_4)_3)$-?	Ответ: M_r $(Al_2(SO_4)_3)$ =342 Не забывайте, что M_r величина безразмерная

<u>Задание № 1 (для учащихся) Вычислите относительные молекулярные массы:</u>

Вариант 1: оксида железа (III) Fe_2O_3, гидроксида кальция $Ca(OH)_2$,

Вариант 2: нитрата меди (II) $Cu(NO_3)_2$, глицерина $C_3H_8O_3$,

Вариант 3: оксида углерода (IV) CO_2, азотной кислоты HNO_3,

Вариант 4: гидроксида алюминия $Al(OH)_3$, карбоната калия K_2CO_3.

II.<u>Вычисление отношения масс атомов элементов в сложном веществе по его формуле</u>

Теоретическое обоснование

Зная относительные атомные массы элементов и число атомов, входящих в состав химического соединения, можно определить массовые соотношения этих элементов

Задание №2

Вычислите массовые отношения элементов в серной кислоте

Алгоритм решения

Дано: **H_2SO_4**	1.Из Периодической таблицы имени Д.И.Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав серной кислоты: Ar(H)=1, Ar(S)=32, Ar(O)=16 2.Вычисляем массовые отношения элементов в молекуле серной кислоте: В молекуле серной кислоте: 1*2 часть приходиться на атомы H (так как два атома) 32 части - на атомы S (так как один атом) 16 *4 =64 части – на атомы O (так как четыре атома) 2.Определим, как они относятся к друг другу в массовом соотношении: **H : S : O = 2: 32 : 64 = 1 : 16 : 32** **1+16+32=49** Это означает,что 49 мас.частей серной кислоты приходится: 1 мас.ч. H, 16 мас. ч. S, 32 мас. ч. O
Определить: **$A_r(H):A_r(S):A_r(O)$**	**Ответ: 1:16:32**

Задание № 2 (для учащихся) Вычислите массовые доли элементов в соединении

Вариант 1: в перманганате калия $KMnO_4$.

Вариант 2: в карбонате магния $MgCO_3$.
Вариант 3: в сульфиде железа FeS.
Вариант 4: в бромиде железа $FeBr_3$.

-

III.Вычисление массовой доли элементов в соединение

Теоретическое обоснование занятия

Массовая доля элемента в данном веществе **(w)** – отношение относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле к относительной молекулярной массе вещества.

$$w(\text{элемента}) = \frac{n \cdot A_r(\text{элемента})}{M_r(\text{вещества})} * 100\ \%, \quad (5)$$

где
w – массовая доля элемента в веществе, A_r– относительная атомная масса, n– индекс в химической формуле, M_r– относительная молекулярная масса вещества.
Массовые доли выражают в процентах или в долях: w (элемента) = 20% или 0,2.

Задание № 3

Вычислите массовые доли элементов в фосфорной кислоте, имеющей простейшую химическую формулу H_3PO_4, с точностью до сотых.

АЛГОРИТМ РЕШЕНИЯ

Дано:	**Решение**:
Фосфорная кислота H_3PO_4	1. Из Периодической таблицы имени Д.И.Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав ортофосфорной кислоты Ar(H)=1, Ar(P)=31, Ar(O)=16 2.Записываем формулу расчета в общем виде $Mr(H_3PO_4)$: $Mr(H_3PO_4) = n_1*Ar(H) + n_2*Ar(P) + n_3*Ar(O)$ 3.Подставляем значения относительных атомных масс элементов с учетом моль атомов в формулу расчета и вычисляем:

	$Mr(H_3PO_4) = 3 \cdot Ar(H) + Ar(P) + 4 \cdot Ar(O) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98$ 3. Вычисляем массовые доли элементов по формуле: **$w_{(элемента)}$ = (n· Ar(элемента) · 100%) / Mr(вещества)** **для водорода:** $w(H) = n(H) \cdot Ar(H) \cdot 100\% / Mr(H_3PO_4) = 3 \cdot 1 \cdot 100\% / 98 = 3{,}06\%$ **для фосфора:** $w(P) = n(P) \cdot Ar(P) \cdot 100\% / Mr(H_3PO_4) = 1 \cdot 31 \cdot 100\% / 98 = 31{,}63\%$ **для кислорода:** $w(O) = n(O) \cdot Ar(O) \cdot 100\% / Mr(H_3PO_4) = 4 \cdot 16 \cdot 100\% / 98 = 65{,}31\%$ Проверка: Сумма значений массовых долей всех элементов должна составить 100% w(H) + w(P) + w(O) = 100% Подставляем значения: 3,06% + 31,63% + 65,31% = 100% Таким образом, массовые доли элементов в фосфорной кислоте вычислены правильно.
Найти: $w_{\%}(H)$ $w_{\%}(P)$ $w_{\%}(O)$	**Ответ:** w(H) = 3,06% w(P) = 31,63% w(O) = 65,31%

Задание №3

Вариант 1: Вычислить массовую долю азота в нитрате кальция $(Ca(NO_3)_2$

Вариант 2: Вычислите содержание кислорода в перманганате калия $(KMnO_4)$

Вариант 3: Вычислите содержание серы в минерале пирите (FeS_2)

Вариант 4: Вычислите массовую долю серебра в оксиде серебра (Ag_2O)
Домашнее задание: повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 2

Тема: Решение расчетных задач по химическим формулам и уравнениям.

Цель работы:

-научить студентов производить расчеты по имеющимся химическим формулам и уравнения;

-развивать умения анализировать, сравнивать, применять теоретические знания на практике для решения задач;

-применение алгоритма при решении задач;

-расширить знания учащихся о способах решения задач;

-закрепить навыки работы с алгоритмами;

-показать взаимосвязь химии и математики.

Этапы занятия:

1.Опорные понятия теоретического материала

Атомно-молекулярное учение

Особое значение в развитии атомно-молекулярного учения имеют работы русского ученого М.В. Ломоносова. Сущность этого учения характеризуют четыре положения:

1. Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов. **Молекула** является наименьшей частицей, которая сохраняет свойства данного химического соединения

2. Молекулы находятся в постоянном движении. С повышением темпратуры скорость движения молекл увеличивается

3. Молекулы различных веществ отличаются друг от другамассой, размером, составом, строением и химическими свойствами

4. Молекулы могут состоять из атомов как одного элемента (**простые вещества**), так и разных элементов (**сложные вещества**). Существенное значение имеют число и взаимное расположение атомов в молекуле

На первом международном съезде химиков в 1860 году были приняты определения:

Молекулой называется мельчайшая частица вещества, обладающая определенной массой и всеми химическими сойствами этого вещества

Мельчайшие химически неделимые частицы, из которых состоят молекулы, называются *атомами*

Законы химии

1**. Закон постоянства состава веществ** (Ж. Пруст, 1799):

Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав

2. **Закон сохранения веса веществ** (М.В.Ломоносов, 1748)

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции

1. **Моль** - это количество вещества, которое содержит столько его структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C
2. $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул в 1 моль вещества - *постоянная Авогадро* **N** - число молекул, $N = N_A \cdot \upsilon$
3. Молярная масса (**M**) вещества - это отношение его массы к количеству вещества $M = m / \upsilon$

Масса одного моля (1моль) называется мольной (молярной) массой
Мольные массы по величине равны атомным и молекулярным массам, например:
M(H_2) = 2 г/моль - (мольная) молярная масса молекул водорода H_2
M(H) = 1 г/моль - (мольная) молярная масса атомов водорода H
M(H^+) = 1 г/моль - (мольная) молярная масса ионов водорода H^+
Выражается мольная (молярная) масса в граммах на моль (г/моль), что означает массу одного моля.

Количество вещества – это величина, измеренная числом частиц, составляющих вещество, т.е. числом структурных элементов вещества (числом молекул, ионов, атомов, протонов, электронов и т.п.)

Если единицей измерения массы является «грамм», то единицей измерения количества вещества является «моль» - это такое количество вещества, которое содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) атомов или молекул. Понятие **«моль»** относится не только к молекуле, но и к атому, и к любой частице, составляющей вещество, т.е. к любому структурному элементу вещества

Поэтому, применяя понятие **«моль»,** необходимо в каждом случае указать, какие частицы имеются в виду, например:
моль **атомов** водорода **H** содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов
моль **молекул** водорода **H_2** содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул
моль **ионов** водорода **H^+** содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ иона
4. Для расчета объема газа используют закон Авогадро и следствия из него
В равных объемах разных газов при одних и тех же условиях содержится одинаковое число молекул. Молярный объем газа - это отношение его объема к количеству вещества $V_m = V / \upsilon$

Молярный объем газов для всех газообразных веществ, взятых при нормальных условиях (н.у.), т.е. температуре 273 К и давлении 101,325 кПа, равен **22,4 л/моль**
Если газы занимают одинаковый объем, то любой газ, количеством вещества в 1 моль, при (н.у.) содержит одинаковое число молекул
5. Молекулярную массу газов можно рассчитать по относительной плотности D

Относительная плотность газов - это отношение масс равных объемов разных газов;

например: m ($V(SO_2)$) / m ($V(H_2)$) = $\mathbf{D_{H_2}}$ **Относительная плотность газа** - величина безмерная

Относительную плотность на основании закона Авогадро можно определить как отношение масс равных объемов различных газов к их молярным массам: $\mathbf{m_1 / m_2 = M_1 / M_2}$ где $\mathbf{m_1}$ **и** $\mathbf{m_2}$ - это массы определенных объемов первого и второго газов; $\mathbf{M_1}$ **и** $\mathbf{M_2}$ молярные массы первого и второго газов.

Отношение $\mathbf{m_1 / m_2}$ называется плотностью первого газа по второму и обозначается буквой **D**.

Отсюда находим плотность данного газа $\mathbf{D = M_1 / M_2}$

2.**Фронтальная работа.**

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 14 л N_2?
2) Определите массу и объем $16 \cdot 10^{20}$ молекул вещества H_2SO_3
3) Рассчитайте массу и число частиц 10 ммолей вещества Na_2CO_3
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 23 кг $Ca(OH)_2$

Задание № 2 Вычислите состав **сульфита алюминия** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **хлора по гелию**

Задание № 4 При растворении в соляной кислоте загрязненного магния массой 16 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 30 г раствора гидроксида натрия NaOH с хлоридом железа (II) $FeCI_2$ массой 127 г и массовой долей растворенного в нем вещества 12% , выпал осадок, определите его массу и число молекул

3.Индивидуальная работа (задания для индивидуального решения).

Работа по вариантам

Вариант 1.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 14 $м^3$ O_2?
2) Определите массу и объем $26 \cdot 10^{23}$ молекул вещества LiOH
3) Рассчитайте массу и число частиц 16 молей вещества Na_2SO_3
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 17 г $Cu(OH)_2$

Задание № 2 Вычислите состав **фосфата кальция** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **кислорода по водороду**

Задание № 4 При растворении в соляной кислоте загрязненного железа (II) массой 26 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 42 г раствора гидроксида калия KOH с хлоридом железа (III) $FeCI_3$ массой 162 г и массовой долей растворенного в нем вещества 13% , выпал осадок, определите его массу и число молекул

Вариант 2.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 16 $м^3$ CI_2?
2) Определите массу и объем $12 \cdot 10^{23}$ молекул вещества $Pb(OH)_2$

3) Рассчитайте массу и число частиц 22 ммолей вещества K_2SO_3
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 47 г $Ba(OH)_2$

Задание № 2 Вычислите состав **фосфата железа (II)** в массовых долях ω (%)
Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **хлора по водороду**

Задание № 4 При растворении в серной кислоте загрязненного алюминия массой 26 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 25 г раствора гидроксида лития LiOH с хлоридом алюминия $AICI_3$ массой 133 г и массовой долей растворенного в нем вещества 14 % , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

Вариант 3.
Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:
1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 26 $м^3$ H_2?
2) Определите массу и объем $13 \cdot 10^{23}$ молекул вещества $AI(OH)_3$
3) Рассчитайте массу и число частиц 26 ммолей вещества H_2SO_3
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 42 кг $BaCO_3$

Задание № 2 Вычислите состав **сульфита железа (II)** в массовых долях ω (%)
Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **хлора по кислороду**

Задание № 4 При растворении в серной кислоте загрязненного железа (II) массой 126 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 20 г раствора гидроксида натрия NaOH с сульфатом меди (II) $CuSO_4$ массой 160 г и массовой долей растворенного в нем вещества 22% , выпал осадок, определите его массу и число молекул.
Вариант 4.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 126 $м^3$ Ar?
2) Определите массу и объем $25 \cdot 10^{23}$ молекул вещества H_2SO_3
3) Рассчитайте массу и число частиц 32 ммолей вещества K_3PO_4
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 17 кг $CaCO_3$

Задание № 2 Вычислите состав **сульфата аммония** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **метана по водороду**

Задание № 4 При растворении в соляной кислоте загрязненного цинка массой 260 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 30 г раствора гидроксида калия KOH с хлоридом магния $MgCl_2$ массой 95 г и массовой долей растворенного в нем вещества 28 % , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

Вариант 5.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 14 $м^3$ He?
2) Определите массу и объем $56 \cdot 10^{23}$ молекул вещества Li_2O
3) Рассчитайте массу и число частиц 106 ммолей вещества Na_2S
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 4,7 кг $BaCl_2$

Задание № 2 Вычислите состав **нитрата железа (III)** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **азота по водороду**

Задание № 4 При растворении в соляной кислоте загрязненного железа (II) массой 206 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 25 г раствора гидроксида лития LiOH с нитратом магния $Mg(NO_3)_2$ массой 127 г и массовой долей растворенного в нем вещества 19 % , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

Вариант 6.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 24 $м^3$ N_2?
2) Определите массу и объем $3 \cdot 10^{23}$ молекул вещества $Mg(OH)_2$
3) Рассчитайте массу и число частиц 26 ммолей вещества Li_2SO_4
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 7 кг $Be(OH)_2$

Задание № 2 Вычислите состав **фосфата бария** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **хлора по азоту**

Задание № 4 При растворении в серной кислоте загрязненного железа (II) массой 126 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 25 г раствора гидроксида натрия NaOH с нитратом меди (II) $Cu(NO_3)_2$ массой 188 г и массовой долей растворенного в нем вещества 27 % , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

Вариант 7.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 66 $м^3$ CI_2?
2) Определите массу и объем $48 \cdot 10^{23}$ молекул вещества AgCI
3) Рассчитайте массу и число частиц 112 ммолей вещества Na_2SO_4
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 67 кг $Ba(NO_3)_2$

Задание № 2 Вычислите состав **фосфата цинка** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **этана по водороду**

Задание № 4 При растворении в соляной кислоте загрязненного алюминия массой 226 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 30 г раствора гидроксида натрия NaOH массой 40 г с нитратом алюминия $AI(NO_3)_3$ массой 213 г и массовой долей растворенного в нем вещества 15% , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

Вариант 8.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 16 $м^3$ Ne?
2) Определите массу и объем $15 \cdot 10^{23}$ молекул вещества $Fe(OH)_3$
3) Рассчитайте массу и число частиц 226 ммолей вещества H_2SO_3
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 25 кг $Ca(NO_3)_2$

Задание № 2 Вычислите состав **нитрата алюминия** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **водорода по кислолоду**

Задание № 4 При растворении в серной кислоте загрязненного хрома (III) массой 26 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 40 г раствора гидроксида калия KOH с нитратом железа (II) $Fe(NO_3)_2$ массой 180 г и массовой долей растворенного в нем вещества 27 % , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

Вариант 9.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 26 $м^3$ O_2?
2) Определите массу и объем $28 \cdot 10^{23}$ молекул вещества H_3PO_4
3) Рассчитайте массу и число частиц 156 ммолей вещества KNO_3
4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 27 кг $BaSO_4$

Задание № 2 Вычислите состав **сульфата аммония** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **азота по водороду**

Задание № 4 При растворении в соляной кислоте загрязненного кальция массой 26 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 120 г раствора гидроксида бария $Ba(OH)_2$ с сульфатом железа (II) $FeSO_4$ массой 152 г и массовой долей растворенного в нем вещества 17 % , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

Вариант 10.

Задание № 1 Выполните расчеты всех четырёх задач и данные занесите в таблицу:

Формула вещества	Молярная масса, **M**	Молярный объём, $\mathbf{V_m}$	Число Авогадро, $\mathbf{N_A}$	Количество вещества, **υ**	Масса в - ва, **m**	Объём газа, **V**	Число частиц, **N**
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**

Задачи:

1) Какое количество вещества, число частиц и массу составляет 14 $м^3$ N_2?

2) Определите массу и объем $12 \cdot 10^{23}$ молекул вещества NaF

3) Рассчитайте массу и число частиц 216 ммолей вещества $MnCO_3$

4) Какое количество вещества и число частиц содержится в 37 кг $Fe(OH)_2$

Задание № 2 Вычислите состав **гидроксида марганца (II)** в массовых долях ω (%)

Задание № 3 Расчитайте относительную плотность **пропана по водороду**

Задание № 4 При растворении в серной кислоте загрязненного железа массой 226 г получен водород объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю примесей, чистого металла в образце и массу кислоты, которая была затрачена на реакцию

Задание № 5 При взаимодействии 45 г раствора гидроксида натрия NaOH с хлоридом хрома (III) $CrCI_3$ массой 158,5 г и массовой долей растворенного в нем вещества 14 % , выпал осадок, определите его массу и число молекул.

4.**Контрольные вопросы**

Дайте определение следующим законам химии:

закон Авогадро, закон постоянства состава, закон сохранения энергии.

5.Домашнее задание: повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 3

Тема: Составление электронных формул и графических схем атомов и ионов химических элементов.

Цель работы:

-изучить электронные и графические схемы формул атомов;

-формирование умений обучающихся записывать электронные конфигурации атомов элементов I-IV периодов и определять элемент по электронной конфигурации атома.

-повторить и закрепить закономерности поведения электронов в атоме, их дуализм;

- повторить и закрепить понятия об орбиталях и квантовых числах, характеризующих состояние электрона в атоме, закономерности распределения электронов по орбиталям и взаимосвязь их со структурой периодической системы химических элементов (ПСХЭ) Д.И.Менделеева.

Этапы занятия:

1. Опорные понятия теоретического материала

Электроны в атомах обладают различным запасом энергии и двойственной природой. Это материальные частицы с очень незначительной массой, и одновременно их представляют как электромагнитные волны с определенной частотой колебаний.

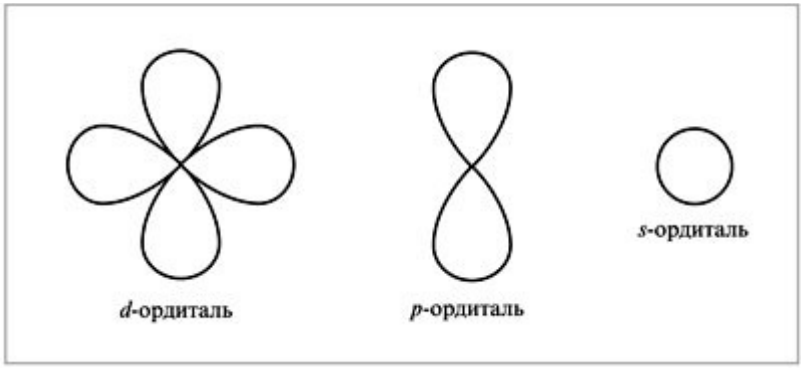
Электроны находятся лишь в определенных квантовых состояниях (квант – порция энергии), соответствующих значениям энергии связи с ядром. Согласно теории М.Планка испускание электромагнитных волн не непрерывно. Атомы поглощают и испускают энергию порциями – квантами. Вся совокупность сложных движений электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами: главным n, побочным l, магнитным m и спиновым s.

Главное квантовое число n определяет энергию электрона на данной орбитали и степень удаления от ядра. Значения n = 1, 2, 3… обозначают электронные слои: 1-й (n = 1) – K,
2-й (n = 2) – L и далее – M, N, O, P, Q.

Побочное (орбитальное) квантовое число l принимает значения от 0 до n – 1. Оно определяет форму атомной орбитали. При l = 0, независимо от n, – сферическая форма (s-орбиталь); при l = 1 – гантелеобразная форма (p-орбиталь); при l = 2 – форма розетки или сложной гантели (d-орбиталь).

Магнитное квантовое число m определяет положение атомной орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля. Каждому значению lсоответствует
2l + 1 значений m (от –l до +l).

Спиновое квантовое число s отражает собственный момент количества движения электрона. Оно может принимать два значения: +1/2 или –1/2.



Распределение электронов по квантовым уровням

Электронная оболочка (слой)	Главное квантовое число n	Побочное квантовое число l	Квантовое состояние электрона	Магнитное квантовое число m	Суммарное число орбиталей n^2	Максимальное число электронов на энергетических подуровнях	Максимальное число электронов на энергетических уровнях $2n^2$
K	1	0	s	0	1	2	2
L	2	0	s	0	1 } 4	2 }	8
		1	p	+1, 0, −1	3 }	6 }	
M	3	0	s	0	1 } 9	2 }	18
		1	p	+1, 0, −1	3 }	6 }	
		2	d	+2, +1, 0, −1, −2	5 }	10 }	
N	4	0	s	0	1 } 16	2 }	32
		1	p	+1, 0, −1	3 }	6 }	
		2	d	+2, +1, 0, −1, −2	5 }	10 }	
		3	f	+3, +2, +1, 0, −1, −2, −3	7 }	14 }	

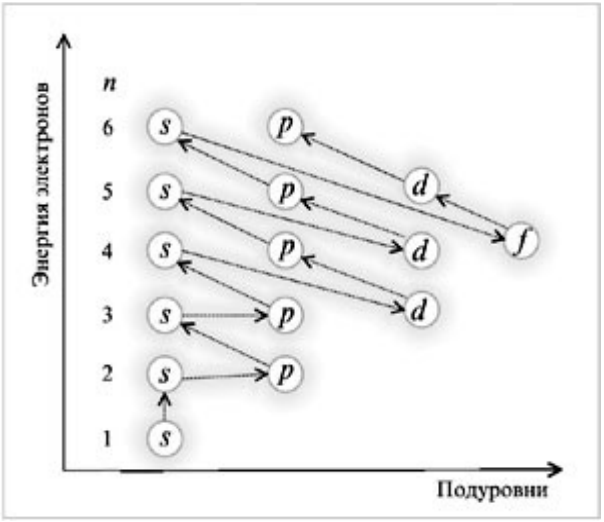
Подобно любой системе, атомы стремятся к минимуму энергии. Это достигается при определенном состоянии электронов (распределение по орбиталям), которое можно оценить на основе следующих закономерностей.

Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями четырех квантовых чисел. На одной атомной орбитали не может быть более двух электронов с противоположными спинами.
Правило Хунда. Электроны располагаются на одинаковых орбиталях таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.
Правило Клечковского. Порядок заполнения энергетических состояний

определяется стремлением атома к минимальному значению суммы главного и побочного квантовых чисел, причем в пределах фиксированного значения $n+ l$ в первую очередь заполняются состояния, отвечающие минимальным значениям n.

Соответственно существует следующий порядок заполнения электронных орбиталей (схема).

Порядок заполнения электронных орбиталей



ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ АО, ПОДУРОВНЕЙ, УРОВНЕЙ

1) На одной АО могут находиться только ДВА электрона, которые вращаются вокруг своей оси в противоположных направлениях (условно: по часовой стрелке и против часовой стрелке) – электроны с противоположными спинами.

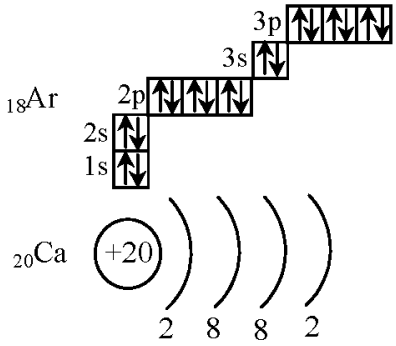
2) В пределах подуровня атомные орбитали заполняются одиночными электронами с параллельными спинами, и когда все орбитали данного подуровня будут заняты, происходит спаривание последних

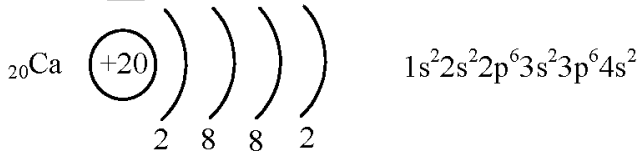
3) Электроны стремятся занять энергетически выгодное положение в электронной оболочке, руководствуясь **правилом наименьшей энергии**. Расположим АО в порядке возрастания значений их энергии, которая определяется суммой: (№ УРОВНЯ + число, которое соответствует подуровню):
s (0), p (2), d (3), f (4)

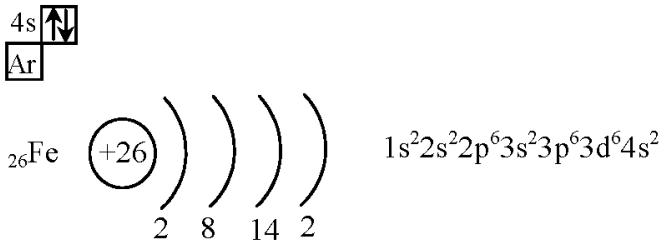
Составьте схемы электронного строения, электронные формулы и графические электронные формулы атомов следующих химических элементов: Ca, Fe, Zr, Sn, Nb, Hf, Pa.

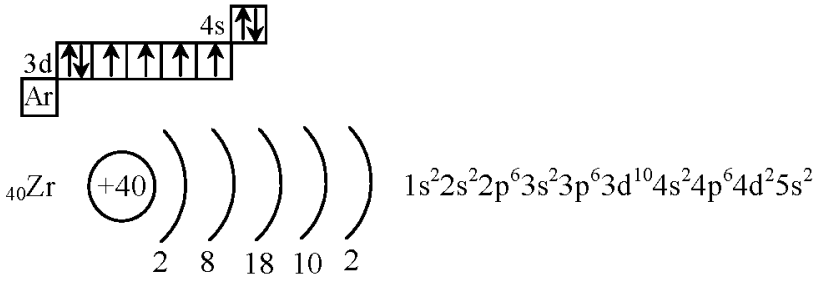
Для упрощения графических электронных формул атомов обозначим условно графическую электронную формулу аргона [Ar] и не будем изображать подуровни, которые у этих атомов не заполняются.

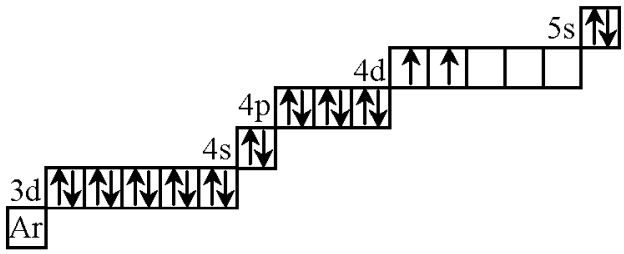
2.











Фронтальная работа.

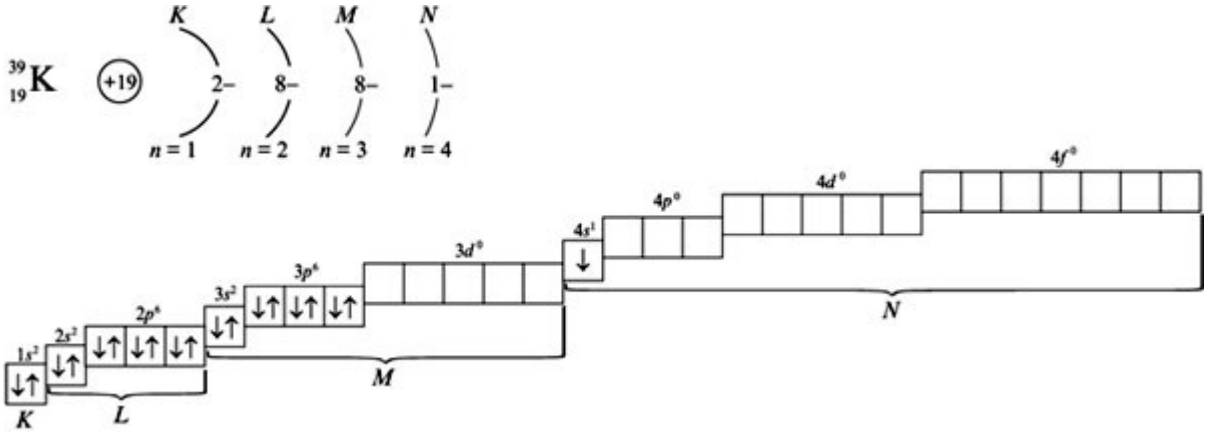
Пример. Рассмотреть применение правила Клечковского для определения распределения электронов по орбиталям в атомах калия (Z = 19) и скандия (Z = 21).

Решение

При распределении электронов по орбиталям в атоме K соответственно правилу Клечковского предпочтение отдается орбитали 4*s*, т. к. сумма квантовых чисел $n + l$ равна 4 + 0 = 4 (если сравнить с орбиталью 3*d*, то $n + l$ = 3 + 2 = 5).

Орбиталь 4*s* имеет меньшее значение $n + l$. Поэтому электронная формула калия:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^1.$$

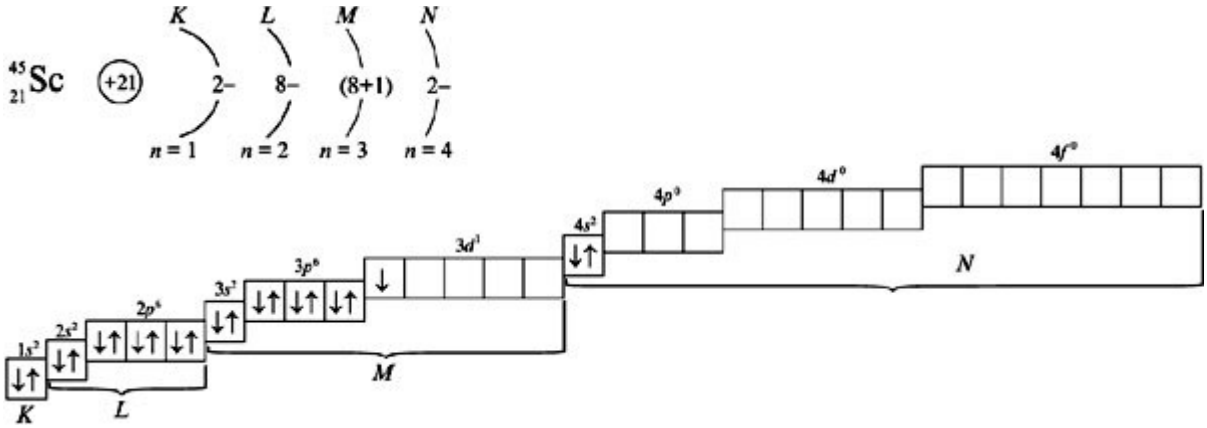


Предшествующий скандию элемент кальций ($Z = 20$) имеет следующее распределение электронов по орбиталям:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2.$$

Из орбиталей 3*d* ($n + l = 3 + 2 = 5$) и 4*p* ($n + l = 4 + 1 = 5$) при распределении электронов в атоме Sc отдается предпочтение орбитали 3*d*, как имеющей минимальное значение $n = 3$ при одинаковых суммах квантовых чисел $n + l = 5$. Электронная формула атома скандия:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2 4p^0.$$



3.Индивидуальная работа (задания для индивидуального решения).

Задание. На основании положения химических элементов в ПСХЭ и закономерностей распределения электронов по орбиталям рассмотреть особенности электронной структуры:

а) элементов III периода ПСХЭ;
б) элементов IV периода ПСХЭ.

4.Контрольные вопросы

1.Химическому элементу 3-го периода VA-группы соответствует схема распределения электронов по слоям:
1) 2, 8, 5 2) 2, 8, 3 3) 2,5 4) 2, 3

2.Порядковый номер химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева соответствует:
1) заряду ядра в атоме
2) значению высшей валентности элемента по кислороду
3) числу электронов, недостающих до завершения внешнего слоя
4) числу электронных слоев в атоме

3. Определите положение элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа) по электронной формуле и назовите его:
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$

4. Составьте графическую формулу элемента с электронной формулой $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$ и покажите все валентные состояния данного элемента.

5. Номер группы в Периодической системе Д.И.Менделеева соответствует:
1) числу электронов в атоме
2) значению высшей валентности элемента по кислороду (только для главных подгрупп)
3) числу электронов, недостающих для завершения внешнего электронного слоя
4) числу электронных слоев в атоме.

6. Номер периода в Периодической системе Д.И.Менделеева соответствует:
1) электронов в атоме
2) электронов во внешнем слое атомов
3) числу электронов, недостающих до завершения внешнего слоя
4) числу заполняемых электронных слоев

7. В периоде с увеличением порядкового номера химического элемента происходит:
1) уменьшение заряда ядра
2) усиление металлических свойств
3) уменьшение атомного радиуса
4) уменьшение числа валентных электронов

8. Радиус атомов увеличивается в ряду элементов:
1) H-Li-Na 2) K-Na-Li 3) Na-Mg-AI 4) Be-Ca-Mg

5.Домашнее задание: повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 4

Тема: Расчеты с использованием понятия доли и на состав смесей.

Цель работы:

-существенно расширить круг алгебраических задач с химическим содержанием;

-показать возможность решения химической задачи алгебраическим способом;

-научить делать осознанный выбор способа и метода решения задач на уроке химии;

-показать наличие межпредметных связей в области химии и математики

Этапы занятия:

1.**Опорные понятия теоретического материала**

Количественный состав раствора выражается его концентрацией, которая имеет разные формы выражения. Чаще всего используют массовую концентрацию или массовую долю растворённого вещества. Вспомним математическую формулу для выражения массовой доли растворённого вещества.

1. Массовая доля растворённого вещества обозначается – W р.в.

2. Массовая доля растворённого вещества – это отношение массы растворённого вещества к массе раствора: W (р.в.) = m (р.в.)/m (р-ра) x 100%.

3. Масса раствора складывается из массы растворённого вещества и массы растворителя: m (р-ра) = m (р.в.) + m (р-ля)

4. Формула для массовой доли растворённого вещества будет выглядеть следующим образом: W (р.в.) = m (р.в.)/ m (р.в.) + m (р-ля) x 100%

5. Преобразуем данную формулу и выразим массу растворённого вещества и массу раствора: m (р.в.) = w (р.в.) x m (р-ра)/100%, m (р-ра) =m (р.в.)/w (р.в.) x 100%

Очень часто в работе химических лабораторий приходится готовить растворы с определённой массовой долей растворённого вещества смешиванием двух растворов или разбавлением крепкого раствора водой. Перед приготовлением раствора нужно провести определённые арифметические расчёты.

правило смешения:

- $m_1w_1+m_2w_2=m_3w_3$

- $m_1w_1+m_2w_2=(m_1+m_2)\ w_3$

- $m_1w_1+m_2w_2=m_1w_3+m_2w_3$
- $m_1w_1-m_1w_3=m_2w_2-m_2w_2$
- $m_1(w_1-w_3)=m_2(w_3-w_2)$
- $m_1/m_2=(w_3-w_2)/(w_1-w_3)$

ВЫВОД. Отношение массы первого раствора к массе второго равно отношению разности массовых долей смеси и второго раствора к разности массовых долей первого раствора и смеси: **$\underline{m_1/m_2=(w_3-w_2)/(w_1-w_3)}$**

2.Фронтальная работа.

Задача. Сколько грамм йода и спирта нужно взять для приготовления 500 грамм 5%-ной йодной настойки?

ДАНО:	РЕШЕНИЕ:
M (р-ра)=500 г.	W (р.в.)=m(р.в.)/m(р-ра)
W (р.в.)=5%=0,05	W (р.в.)=m(I2)/m(наст.)
НАЙТИ:	m (I2)=W(р.в.)х m(наст.)
m(I2)=?	m(I2)=0,05 х 500 г.=25 г.
m(спирта)=?	m(р-ра)=m(I2)+m(спирта)
	m(спирта)=m(р-ра)-m(I2)
	m(спирта)=500 г.-25г.=475 г.

ОТВЕТ: m (I2)=25 г., m (спирта)=475 г.

Задача. Смешаны 100 грамм раствора с массовой долей некоторого вещества 20% и 50 грамм раствора с массовой долей этого вещества 32%. Вычислите массовую долю растворённого вещества во вновь полученном растворе.

Решим эту задачу, используя правило смешения.

Запишем условие задачи в таблицу:

	1 раствор	**2 раствор**	**3 раствор**
Масса раствора	m_1=100 г.	m_2=50 г.	$m_3=m_1+m_2$
Массовая доля растворённого вещества %	W_1=0,2	W_2=0,32	W_3
Масса растворённого в-ва в растворе	m_1w_1	m_2w_2	m_3w_3

Решим задачу, используя правило смешения:

- $m_1w_1+m_2w_2=m_3w_3$
- $m_1w_1+m_2w_2=(m_1+m_2)\ w_3$
- $m_1w_1+m_2w_2=m_1w_3+m_2w_3$

- $m_1w_1-m_1w_3=m_2w_2-m_2w_2$
- $m_1(w_1-w_3)=m_2(w_3-w_2)$
- $m_1/m_2=(w_3-w_2)/(w_1-w_3)$

ВЫВОД. Отношение массы первого раствора к массе второго равно отношению разности массовых долей смеси и второго раствора к разности массовых долей первого раствора и смеси: **$\underline{m_1/m_2=(w_3-w_2)/(w_1-w_3)}$**

- $100:50=(w_3-0,32):(0,2-w_3)$
- $100(0,2-w_3)=50(w_3-0,32)$
- $20-100w_3=50w_3-16$
- $20+16=50w_3+100w_3$
- $36=150w_3$
- $W_3=0,24$

ОТВЕТ: массовая доля растворённого вещества во вновь полученном растворе составляет 24%.

Эту задачу можно решить, используя алгебраические преобразования:

РЕШЕНИЕ.

1.Найдём массу растворённого вещества в каждом из растворов:

20% от 100 г 32% от 50 г

0,2x100=20(г) 0,32x50=16(г)

2.Найдём массу растворённого вещества в смеси:

20+16=36(г)

3.Найдём массу раствора:

100+50=150(г)

4.Пусть концентрация полученного раствора составляет x%, тогда масса растворённого вещества в смеси:

X% от 150 г

0,01Xx150=1,5X

5.Составим уравнение и решим его:

1,5X=36

X=36:1,5

X=24

ОТВЕТ: концентрация полученного раствора составляет 24%.

В курсе химии встречаются задачи, решение которых можно осуществить только методом систем уравнений

Задача: Смешали 30%-ный раствор соляной кислоты с 10%-ным раствором этой же кислоты и получили 600 грамм 15%-ного раствора. Сколько грамм каждого раствора было взято?

ДАНО:	РЕШЕНИЕ:
• W_1=30%=0,3 • W_2=10%=0,1 • W_3=15%=0,15 • m_3(р-ра)=600 г. НАЙТИ: • m1(р-ра)=? • m2(р-ра)=?	**Введём обозначения:** • пусть m_1(р-ра)-X г., а m_2(р-ра)-Y г., тогда: • m_3(р-ра)=m_1(р-ра)+m_1(р-ра)=X+Y. **Рассчитаем массы растворённых в-в:** • m_1=0,3X, • m_2=0,1Y, • m_3=600 г. x 0,15=90 г. **Составим систему уравнений:** $\begin{cases} X+Y=600 \\ 0,3X+0,1Y=90 \end{cases}$ $\begin{cases} X=600-Y \\ 0,3(600-Y)+0,1Y=90 \end{cases}$ **Решим подчёркнутое уравнение**: 180-0,3Y+0,1Y=90 180-0,2Y=90 180-90=0,2Y 90=0,2Y Y=450 • если Y=450 г., то X=600 г.-450 г.=150 г.

ОТВЕТ: масса 1 р-ра=150 г.; масса 2 р-ра=450г.

Решим эту же задачу методом смешения. Какой ответ у вас получился? (Ответы сходятся).

3.Индивидуальная работа

Задача 1. Определите массу воды в 250 г 10%-ного раствора хлорида натрия.
Задача 2. Определите массу хлороводорода в 400 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 0,262 и плотностью 1,13 г/мл.
Задача 3. К 200 г 14%-ного раствора соли добавили 80 г воды. Определите массовую долю соли в полученном растворе.
Задача 4. Какой объем 78%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,70 г/мл надо взять для приготовления 500 мл 12%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,08 г/мл?
Задача 5. Какой объем 4,65%-ного раствора гидроксида натрия с плотностью 1,05 г/мл можно приготовить из 50 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия с плотностью 1,33 г/мл?
Задача 6. Коэффициент растворимости хлората калия при 25 °С равен 8,6 г. Определите массовую долю этой соли в насыщенном растворе при 25 °С.
Задача 7. Массовая доля соли в насыщенном при 20 °С растворе хлорида калия равна 0,256. Определите растворимость этой соли в 100 г воды.
Задача 8. Определите массу KOH, необходимую для приготовления 4 л 2 М раствора.
Задача 9. Сколько мл 98%-ного раствора H_2SO_4 (ρ = 1,84 г/мл) необходимо взять для приготовления 1500 мл 0,25 М раствора?

4.**Контрольные вопросы**
Придумайте и решите задачу на нахождение массово доли вещества в растворе.

5.**Домашнее задание:** повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 5

Тема: Решение расчетных задач по теме: «Растворы».

Цель работы:

-ознакомить с основными методами решения задач на смешивание растворов;

-существенно расширить круг алгебраических задач с химическим содержанием;

-научить делать осознанный выбор способа и метода решения задач на уроке химии;

-показать наличие межпредметных связей в области химии и математики

Этапы занятия:

1.Опорные понятия теоретического материала

Основные химические понятия

Приведем некоторые указания к решению задач на растворы.

Основными компонентами этого типа задач являются:

а) массовая доля растворенного вещества в растворе;

б) масса растворенного вещества в растворе;

в) масса раствора.

Предполагают, что:

а) все получившиеся смеси и сплавы являются однородными;

б) смешивание различных растворов происходит мгновенно;

в) объем смеси равен сумме объемов смешиваемых растворов;

г) объемы растворов и массы сплавов не могут быть отрицательными.

Определения и обозначения.

Массовая доля растворенного вещества в растворе - это отношение массы этого вещества к массе раствора.

$$(1)\quad \omega = \frac{m(в-ва)}{m(р-ра)}$$

где ω - массовая доля растворенного вещества в растворе;
$m(в-ва)$ - масса растворенного вещества в растворе;
$m(р-ра)$ - масса раствора.
Следствия формулы **(1):**

$$(2)\quad m(в-ва) = \omega \cdot m(р-ра);$$

$$(3)\quad m(р-ра) = \frac{m(в-ва)}{\omega}.$$

Введем обозначения:
ω_1 - массовая доля растворенного вещества в первом растворе;
ω_2 - массовая доля растворенного вещества во втором растворе;
ω - массовая доля растворенного вещества в новом растворе, полученном при смешивании первого и второго растворов;
m_1(в-ва), m_2(в-ва), m(в-ва) - массы растворенных веществ в соответствующих растворах;
m_1(р-ра), m_2(р-ра), m(р-ра) - массы соответствующих растворов.
Основными методами решения задач на смешивание растворов являются: с помощью расчетной формулы, “Правило смешения”, “Правило креста”, графический метод, алгебраический метод.
Приведем описание указанных методов.

1.1. С помощью расчетной формулы

В наших обозначениях, получим формулу для вычисления массовой доли вещества (?) в смеси.
1. Масса полученного при смешивании раствора равна:

$$m(р\text{-}ра) = m_1(р\text{-}ра) + m_2(р\text{-}ра).$$

2. Определим массы растворенных веществ в первом и втором растворах:

$$m_1(в\text{-}ва) = \omega_1 \cdot m_1(р\text{-}ра),\ m_2(в\text{-}ва) = \omega_2 \cdot m_2(р\text{-}ра).$$

3. Следовательно, масса растворенного вещества в полученном растворе вычисляется как сумма масс веществ в исходных растворах:

$$m(в\text{-}ва) = m_1(в\text{-}ва) + m_2(в\text{-}ва) = \omega_1 \cdot m_1(р\text{-}ра) + \omega_2 \cdot m_2(р\text{-}ра).$$

4. Таким образом, массовая доля растворенного вещества в полученном растворе равна:

$$(1)\quad \omega = \frac{m(в-ва)}{m(р-ра)}$$

или

$$\omega = \frac{\omega_1 m_1(р-ра) + \omega_2 m_2(р-ра)}{m_1(р-ра) + m_2(р-ра)}$$

или

$$(4)\quad \omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2},$$

где m_1, m_2 - массы соответствующих растворов.

Замечание: При решении задач удобно составлять следующую таблицу.

	1-й раствор	2-й раствор	Смесь двух растворов
Масса растворов	m_1	m_2	$m_1 + m_2$
Массовая доля растворенного вещества	ω_1	ω_2	ω
Масса вещества в растворе	$\omega_1 m_1$	$\omega_2 m_2$	$\omega(m_1 + m_2)$

1.2. “Правило смешения”

Воспользуемся формулой (4): $\omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2}$,

$$\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2 = \omega(m_1 + m_2);$$
$$\omega_1 m_1 - \omega m_1 = \omega m_2 - \omega_2 m_2;$$

тогда $m_1(\omega_1 - \omega) = m_2(\omega - \omega_2)$.

Отсюда $(5)\quad \frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega - \omega_2}{\omega_1 - \omega}$, при $\omega_1 > \omega_2$.

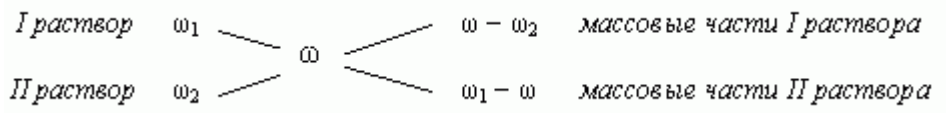
Таким образом, **отношение массы первого раствора к массе второго равно отношению разности массовых долей смеси и второго раствора к разности массовых долей первого раствора и смеси.**

Аналогично получаем, что при $\omega_2 > \omega_1$, $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_2 - \omega}{\omega - \omega_1}$.

Замечание: Формула (5) удобна тем, что на практике, как правило, массы веществ не отвешиваются, а берутся в определенном отношении.

1.3. “Правило креста”

“Правилом креста” называют диагональную схему правила смешения для случаев с двумя растворами.



Слева на концах отрезков записывают исходные массовые доли растворов (обычно слева вверху-большая), на пересечении отрезков - заданная, а справа на их концах записываются разности между исходными и заданной

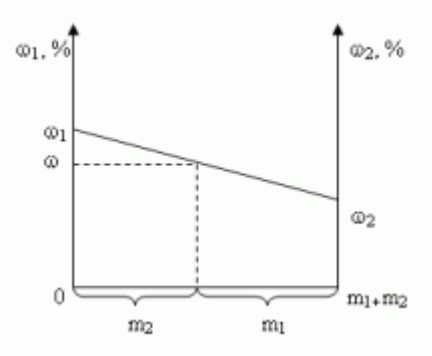
массовыми долями. Получаемые массовые части показывают в каком отношении надо слить исходные растворы.

1.4. Графический метод

Отрезок прямой (основание графика) представляет собой массу смеси, а на осях ординат откладывают точки, соответствующие массовым долям растворенного вещества в исходных растворах. Соединив прямой точки на осях ординат, получают прямую, которая отображает функциональную зависимость массовой доли растворенного вещества в смеси от массы смешанных растворов в обратной пропорциональной

зависимости $\left(\omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2},\ y = \frac{k}{x}\right)$.

Полученная функциональная прямая позволяет решать задачи по определению массы смешанных растворов и обратные, по массе смешанных растворов находить массовую долю полученной смеси.



Построим график зависимости массовой доли растворенного вещества от массы смешанных растворов. На одной из осей ординат откладывают точку, соответствующую массовой доли ω_1, а на другой - ω_2. Обозначим на оси абсцисс точки **A** и **B** с координатами (0,0) и ($m_1 + m_2$,0), соответственно. На графике точка **A**(0,0) показывает, что массовая доля всего раствора равна ω_1, а точка **B**($m_1 + m_2$,0) - массовая доля всего раствора равна ω_2. В направлении от точки **A** к точке **B** возрастает содержание в смеси 2-го раствора от 0 до $m_1 + m_2$ и убывает содержание 1-го раствора от $m_1 + m_2$ до 0.

Таким образом, любая точка на отрезке**AB** будет представлять собой смесь, имеющую одну и ту же массу с определенным содержанием каждого раствора, которое влияет на массовую долю растворенного вещества в смеси.
Замечание: Данный способ является наглядным и дает приближенное решение. При использовании миллиметровой бумаги можно получить достаточно точный ответ.

1.5. Алгебраический метод

Задачи на смешивание растворов решают с помощью составления уравнения или системы уравнений.

2.Фронтальная работа.

Задача 1.

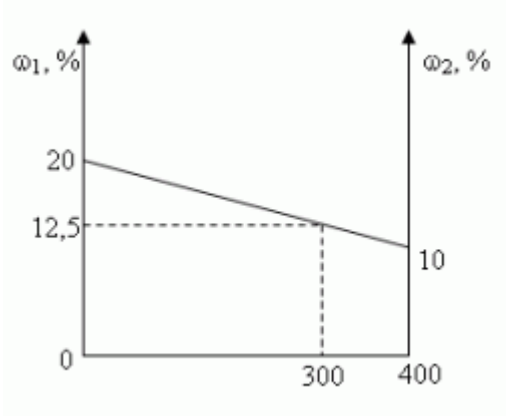
В 100 г 20%-ного раствора соли добавили 300 г её 10%-ного раствора. Определите процентную концентрацию раствора.

Решение:

1. *С помощью расчетной формулы*

m_1(р-ра) = 100г m_2(р-ра) = 300г $\omega_1 = 0,2$ $\omega_2 = 0,1$ ω - ?	Воспользуемся формулой **(4)** $\omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2}$, получаем $\omega = \frac{0,2 \cdot 100г + 0,1 \cdot 300г}{100г + 300г} = \frac{50г}{400г} = 0,125$ (12,5%) Ответ: 12,5%

2. *Графический*



Ответ: 12,5%

3. *Путем последовательных вычислений*

Сколько растворенного вещества содержится:
а) в 100 г 20%-ного раствора; [100•0,2 = 20(г)]
б) в 300 г 10%-ного раствора? [300•0,1 = 30(г)]

Сколько вещества содержится в образовавшемся растворе?
20 г + 30 г = 50 г

Чему равна масса образовавшегося раствора?
100 г + 300 г = 400 г

Какова процентная концентрация полученного раствора?
(50/400)100 = 12,5(%)
Ответ: 12,5%

4. *Алгебраический*

Пусть *x* - процентная концентрация полученного раствора. В первом растворе содержится 0,2•100(г) соли, а во втором 0,1•300(г), а в полученном растворе *x*•(100 + 300)(г) соли. Составим уравнение:
0,2•100 + 0,1•300 = *x*•(100 + 300);
x = 0,125 (12,5%)
Ответ: 12,5%

Задача 2.
Смешали 10%-ный и 25%-ный растворы соли и получили 3 кг 20%-ного раствора. Какое количество каждого раствора в килограммах было использовано?
Решение:

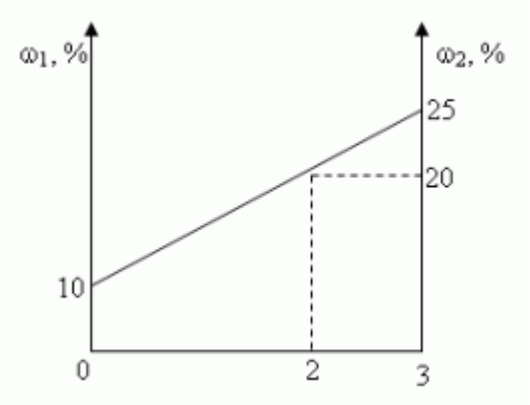
1. *Алгебраический*

а) С помощью уравнения:
Пусть х (кг) - масса 1-го раствора, тогда 3-х (кг) -масса 2-го раствора.
0,1•х (кг) содержится соли в 1-ом растворе,
0,25•(3-х) (кг) содержится соли в 2-ом растворе,
0,2•3 (кг) содержится соли в смеси.
Учитывая, что масса соли в 1-ом и 2-ом растворах равна массе соли в смеси, составим и решим уравнение:
0,1•х + 0,25•(3-х) = 0,2•3;
0,15х = 0,15;
х = 1, 1кг-масса 1-го раствора
3 - х = 3 - 1 =2 (кг) - масса 2-го раствора.
Ответ: 1 кг, 2 кг.
б) С помощью системы уравнений
Пусть х (кг) - количество первого раствора, у (кг) - количество второго раствора. Система уравнений имеет вид:

$$\begin{cases} x + y = 3, \\ 0{,}1x + 0{,}25y = 0{,}2 \cdot 3. \end{cases}$$

Ответ: 1 кг, 2 кг.

2. *Графический.*



Ответ: 1кг, 2кг.

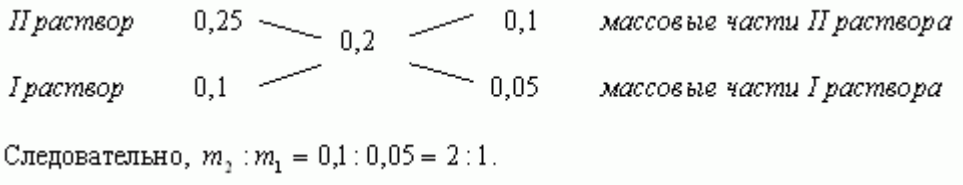
3. *“Правило смешения”*

m(р-ра) = 3кг	Воспользуемся формулой **(5)** $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega - \omega_2}{\omega_1 - \omega}$,
$\omega_1 = 0,1$	Подставляя ω, ω_1, ω_2, получаем:
$\omega_2 = 0,25$	$\frac{m_1}{m_2} = \frac{0,25 - 0,2}{0,2 - 0,1}$, $\frac{m_1}{m_2} = \frac{0,05}{0,1}$,
$\omega = 0,2$	$m_1 : m_2 = 0,05 : 0,1 = 1 : 2$
m_1, m_2 - ?	Следовательно, $m_1 = 1$кг, $m_2 = 2$кг.

Ответ: 1кг, 2кг.

4. *“Правило креста”*

Составим диагональную схему



Следовательно, $m_2 : m_1 = 0,1 : 0,05 = 2 : 1$.

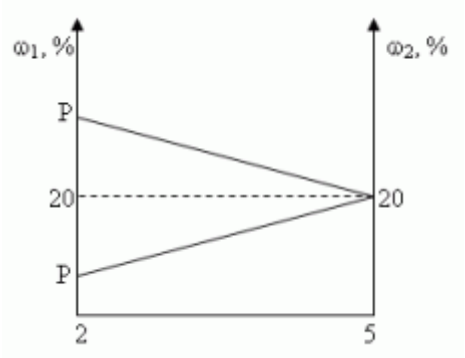
Ответ: 1кг, 2кг.

Задача 3

Сосуд емкостью 5 л содержит 2 л р%-ного (по объёму) раствора соли. Сколько литров 20%-ного раствора такой же соли надо налить в сосуд, чтобы процентное содержание соли в сосуде стало наибольшим?

Решение (графический способ)

$\omega_1 = 0,01 \cdot p$	Рассмотрим 3 случая:
$\omega_2 = 0,2$	1) p < 20;
V_1(р-ра) = 2л	2) p = 20;
V_2(р-ра) - ?	3) p > 20.



Заметим, что по условию, объём второго раствора не превышает трёх литров.

1. Ели p < 20, то для того, чтобы получить максимальную массовую долю вещества в растворе, необходимо добавить 3 л 20% - ного раствора соли;

2. Если p = 20, то при добавлении 2-го раствора, процентное содержание соли в растворе не изменится, следовательно, можно прилить от 0 л до 3 л 20% - ного раствора соли;

3. Если p > 20, то при добавлении 2-го раствора, процентное содержание соли будет уменьшаться, т.е. прилить нужно 0 л.

Ответ: 3 л, если 0 < p < 20, [0,3], если p = 20, 0л, если 20 < p $\leq$ 100.

Задача 4

В двух сосудах по 5л каждый содержится раствор соли. Первый сосуд содержит 3л р% - ного раствора, а второй - 4л 2р% - ного раствора одной и той же соли. Сколько литров надо перелить из второго сосуда в первый, чтобы получить в нем 10% - ный раствор соли? При каких значениях р задача имеет решение?

Решение

$V_1 = 3л$ $\omega_1 = 0,01 \cdot p$ $\omega_2 = 0,01 \cdot 2p$ $\omega = 0,1$	Пусть x л второго раствора необходимо перелить в первый сосуд, тогда воспользовавшись формулой **(4)**, получаем: $0,1 = \frac{0,01p \cdot 3 + 0,02p \cdot x}{3 + x}$, отсюда $x = \frac{3(p-10)}{2(5-p)}$.
V_2 -?	Итак, $\frac{3(p-10)}{2(5-p)}$ л – необходимо долить в первый раствор.

Найдем, при каких значениях р задача имеет решение. По условию задачи 5-ти литровый сосуд содержит 3л первого раствора, следовательно, к нему можно прилить от 0 до 2л второго раствора.

Имеем, $0 \le \frac{3(p-10)}{2(5-p)} \le 2$. Решая неравенство, получаем $7\frac{1}{7} \le p \le 10$.

Ответ: $\frac{3(p-10)}{2(5-p)}$, $7\frac{1}{7} \le p \le 10$.

3.Индивидуальная работа

Решите задачи различными способами.

1.Определите концентрацию раствора, полученного при слиянии 150 г 30%-го и 250 г 10%-го растворов какой-либо соли.

2.Определите, сколько нужно взять 10%-го раствора соли и 30%-го раствора этой же соли для приготовления 500 г 20%-го раствора.

3.Определите, сколько нужно взять растворов соли 60%-й и 10%-й концентраций для приготовления 300 г раствора 25%-й концентрации.

4.Определите массу раствора Na_2CO_3 10%-й концентрации и массу сухого кристаллогидрата$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, которые нужно взять для приготовления 540 г раствора 15%-й концентрации.

5.Сколько воды нужно добавить к 250 г раствора соли для понижения его концентрации с 45% до 10%?

6.Сколько сухой соли нужно добавить к 250 г раствора 10%-й концентрации для ее увеличения до 45%?

4.**Контрольные вопросы**

Что такое раствор?

Какие виды растворов вам известны?

5.**Домашнее задание:** повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 6

Тема: Генетическая взаимосвязь между классами органических соединений. Решение расчетных задач.

Цель работы:

-рассмотреть генетическую связь между типами углеводородов и классами органических соединений;

-развивать умения приводить примеры и составлять уравнения химических реакций, раскрывающих генетические связи между веществами различных классов соединений;

-обобщить и систематизировать знания учащихся об углеводородах и их производных на основе сравнительной характеристики их свойств;

- формировать навык самообразования учащихся.

Этапы занятия:

1.Опорные понятия теоретического материала

Генетической связью – называется связь между веществами разных классов, основанная на их взаимопревращениях и отражающая единство их происхождения, то есть генезис веществ. Что же означает понятие ***«генетическая связь»***

1.Превращение веществ одного класса соединений в вещества других классов.

2.Химические свойства веществ.

3.Возможность получения сложных веществ из простых.

4.Взаимосвязь простых и сложных веществ всех классов веществ.

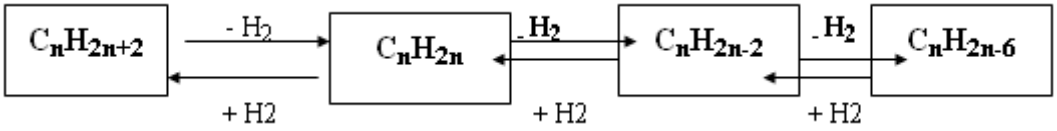
Понятие генетического ряда веществ, который является частным проявлением генетической связи.

Генетическим называют ряд веществ – представителей разных классов веществ являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающими общность происхождения этих веществ.

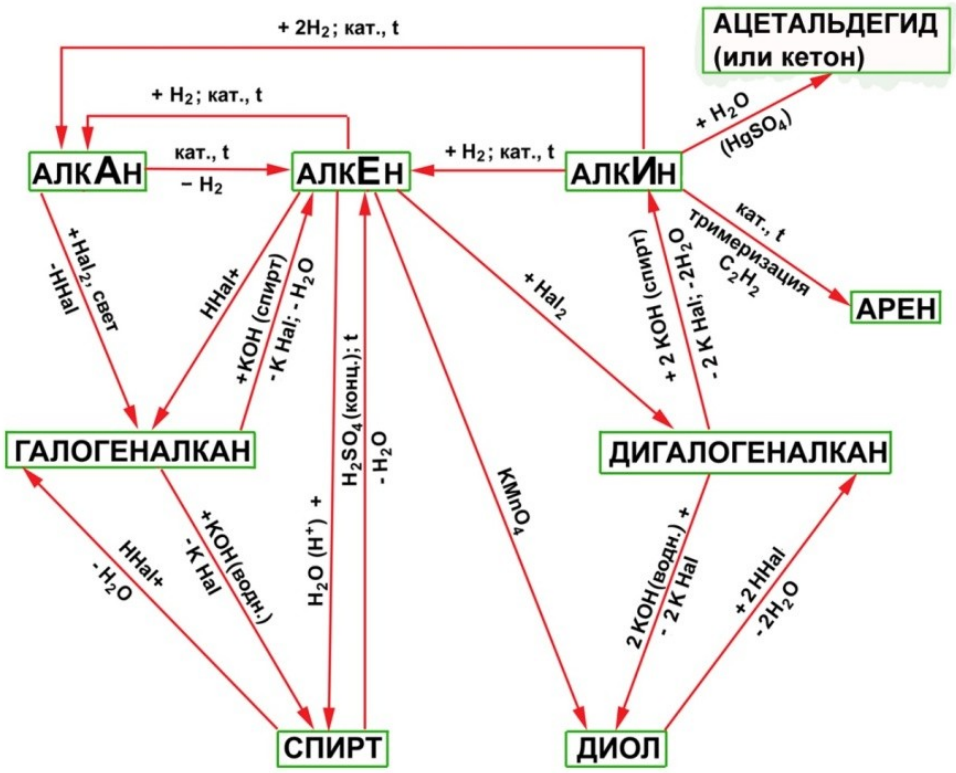
Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим элементом, то основу генетического ряда в органической химии (химии углеродных соединений) составляют вещества с одинаковым числом атомов углерода в молекуле.

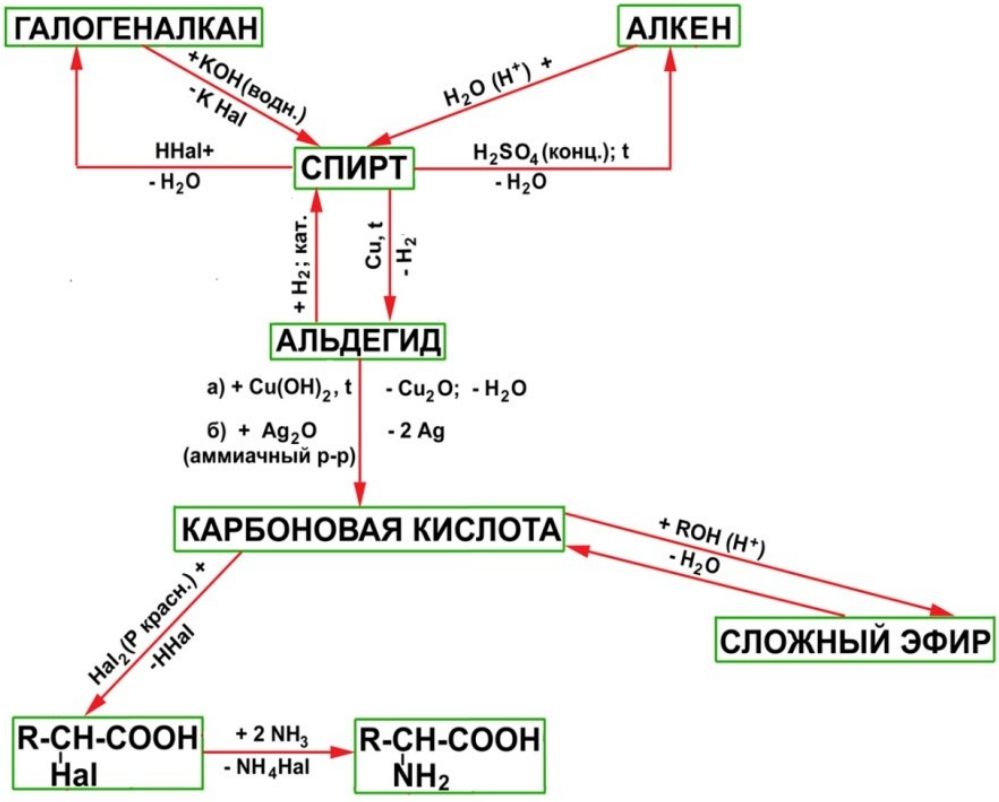
Между гомологическими рядами углеводородов существует генетическая связь, которая обнаруживается в процессе взаимного превращения этих веществ. Для перехода от одной группы веществ к другой используют процессы: дегидрирование, гидрирование, циклообразование и другие. Так можно осуществить большинство переходов, однако, этот способ получения углеводородов не является универсальным. Стрелками в схеме указаны углеводороды, которые непосредственно можно превратить друг в друга одной реакцией.

Схематически это выглядит так:



Углеводороды, спирты, альдегиды и карбоновые кислоты генетически связаны между собой. При этом можно проследить постепенное усложнение строения веществ. Перечисленными классами далеко не исчерпывается круг органических соединений. Разнообразные преобразования кислот и других веществ обусловливают появление новых классов и, таким образом, дальнейшее развитие разнообразия органических соединений. Прослеживая связь веществ в направлении их усложнения, можно заметить, что простейшими первичными «кирпичиками» являются углеводороды, от которых можно перейти к галогенопроизводным, спиртам и т.д.





2.Фронтальная работа.

Осуществите превращения:

$C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow CH_3CHO \rightarrow CH_3–COOH \rightarrow CH_2Cl–COOH \rightarrow NH_2CH_2COOH$

Этан → этен → этанол → этаналь → уксусная кислота → хлорэтановая кислота → аминоэтановая к-та

алкан → алкен → алканол → алканаль → карбоновая кислота → хлоркарбоновая кислота → аминокислота

1.$C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2$;
2.$C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$
3.$C_2H_5OH + [O] \rightarrow CH_3CHO + H_2O$;
4.$CH_3CHO + [O] \rightarrow CH_3COOH$
5.$CH_3COOH + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl - COOH$;
6.$CH_2Cl - COOH + NH_3 \rightarrow NH_2CH_2 – COOH + HCl$

3.Индивидуальная работа (задания для индивидуального решения).

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. Назовите получившиеся вещества. Укажите условия протекания реакций.

Задание № 1. $C \rightarrow CH_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow —> C_6H_6 \rightarrow C_6H_5Cl$
Задание № 2. $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow^{\text{тримеризация, С(акт)}} X$
Задание № 3. $CH_4 \rightarrow C_3H_8 \rightarrow C_3H_7Cl \rightarrow X \rightarrow CO_2$.
Задание № 4. Этан → этен → этин → бензол.
Задание № 5. $C_3H_8 \rightarrow C_3H_6 \rightarrow C_3H_7Cl \rightarrow C_6H_{14} \rightarrow C_6H_{12} \rightarrow C_6H_6 \rightarrow C_6H_5Br$.
Задание № 6. Ацетилен → → этилен → этанол → уксусный альдегид → уксусная кислота.
Задание № 7. $C \rightarrow CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_6H_6 \rightarrow C_2H_5Br \rightarrow C_6H_5OH$
Задание №8. $CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CH_3\text{-}CH{=}O \rightarrow CH_3\text{-}COOH$ → этиловый эфир уксусной кислоты
Задание № 9. $CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow CH_3\text{-}CH{=}O \rightarrow CH_3\text{-}COOH$
Задание № 10. $CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5Cl \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow CH_3\text{-}CH{=}O \rightarrow CH_3\text{-}COOH$
Задание № 11. $CH_4 \rightarrow CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_n$
Задание № 12.Из предложенных веществ составьте 2 генетических ряда:C_2H_2, C_3H_8, C_2H_4, C_2H_6, C_4H_{10}, $CH_3\text{-}CH{=}CH_2$, C_6H_6, C_9H_{12}, CH_4,C_2H_5COOH, C_3H_4,$C_2H_5O\text{-}OCCH_3$,$C_2H_5\text{-}OH$.

4.Контрольные вопросы

1.Дайте определения понятий: «генетическая связь», «генетический ряд веществ».
2.В чем выражается генетическая связь между углеводородами?
3. Перечислите названия реакций, которые вы записывали при выполнении заданий.
4.Какая группа веществ лежит в основе большинства генетических цепочек?

5.Домашнее задание: повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 7

Тема: Составление окислительно-восстановительных реакций.

Цель работы:

-повторить и закрепить метод расстановки коэффициентов путем составления электронного баланса в уравнениях окислительно-восстановительных реакций;

-изучить на конкретных примерах ионно-электронный метод.

Этапы занятия:

1.Опорные понятия теоретического материала

Среди многообразия химических процессов первостепенное значение для человека имеют окислительно-восстановительные реакции. Такие реакции лежат в основе всех способов получения металлов, их защиты от коррозии, действия химических источников электроэнергии, синтеза целого ряда важнейших продуктов и т.п. Эти реакции играют важную роль и в природе (дыхание, гниение, горение). Они широко используются в аналитической химии и контрольно-измерительной технике.

Электронный метод. Согласно этому методу составление уравнений окислительно-восстановительных реакций проводится в следующей последовательности.

1. Записывают схему реакции с указанием исходных и образующихся веществ:

$$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O.$$

2. Определяют степени окисления элементов, которые ее изменяют:

$$\overset{-3}{N}H_3 + \overset{0}{O}_2 \rightarrow \overset{+2}{N}\overset{-2}{O} + H_2\overset{-2}{O}.$$

3. Составляют уравнения процессов окисления и восстановления, находят число отдаваемых и присоединяемых электронов:

$$\underset{\text{в-ль}}{\overset{-3}{N}} \xrightarrow[\text{окисление}]{-5e} \overset{+2}{N},$$

$$\underset{\text{ок-ль}}{\overset{0}{O}_2} \xrightarrow[\text{восстановление}]{+2e \cdot 2} 2\overset{-2}{O}.$$

4. Определяют коэффициенты перед формулами соединений, учитывая правило электронного баланса, согласно которому число принятых и отданных элементами электронов одинаково. Для этого находят наименьшее общее кратное (НОК) чисел перемещенных электронов, которое делят на соответствующие процессам окисления и восстановления числа электронов:

$$\begin{array}{c|c|l|l} 4 & & -5e & \overset{-3}{N} - 5e \rightarrow \overset{+2}{N} \\ & 20 & & \\ 5 & & +4e & \overset{0}{O}_2 + 4e \rightarrow 2\overset{-2}{O} \end{array}$$

5. После умножения на соответствующие коэффициенты складывают оба уравнения:

$$4\overset{-3}{N} + 5\overset{0}{O}_2 = 4\overset{+2}{N} + 10\overset{-2}{O}.$$

6. Ориентируясь на полученные коэффициенты, записывают уравнение реакции в молекулярном виде:

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O.$$

Ионно-электронный метод. Электронно-ионные уравнения реакций отличаются тем, что в них записываются только те ионы, которые действительно существуют в водном растворе. Малодиссоциирующие вещества в этих уравнениях пишут в молекулярной форме (если в их составе имеются атомы элементов, изменяющих в ходе реакции степень окисления ⓪).
Например, для реакции $KMnO_4$ с K_2SO_3 в кислой среде:

$$\overset{+7}{K}\overset{+7}{Mn}O_4^{1-} + K_2\overset{+4}{S}O_3^{2-} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{Mn}SO_4^{2-} + K_2\overset{+6}{S}O_4 + H_2O.$$

Электронное уравнение этой реакции получается по схеме:

$$\begin{array}{c|c|l|l} 5 & & -2e & \overset{+4}{S}_{\text{в-ль}} - 2e \rightarrow \overset{+6}{S} \\ 2 & 10 & +5e & \overset{+7}{Mn}_{\text{ок-ль}} + 5e \rightarrow \overset{+2}{Mn} \end{array}$$

$$5\overset{+4}{S} + 2\overset{+7}{Mn} = 5\overset{+6}{S} + 2\overset{+2}{Mn}.$$

Электронно-ионное уравнение начинают составлять с записи:

$$SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-},$$

$$MnO_4^{1-} \rightarrow Mn^{2+}.$$

а) В *кислой среде* число атомов кислорода уравнивают с помощью молекул воды и ионов водорода. В паре с окислителем записывают ионы водорода, а с восстановителем – молекулы воды. Количество молей воды соответствует недостатку атомов кислорода, а число ионов водорода H^+ превышает мольное количество воды в 2 раза:

$$
\begin{array}{lcll}
5 & & -2e & \underset{\text{в-ль}}{SO_3^{2-}} + \overset{0}{H_2O} \xrightarrow{-2e} \underset{\text{ок-ль}}{SO_4^{2-}} + 2H^+ \\
 & 10 & & (-2) + 0 - (-2) = (-2) + (+2) \\
2 & & +5e & \underset{\text{ок-ль}}{MnO_4^{1-}} + 8H^+ \xrightarrow{+5e} Mn^{2+} + 4\overset{0}{H_2O} \\
 & & & (-1) + (+8) + (-5) = (+2) + 4 \cdot 0
\end{array}
$$

$$
5SO_3^{2-} + 5H_2O + 2MnO_4^{1-} + 16H^+ = 5SO_4^{2-} + 10H^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O,
$$

$$
\begin{array}{l}
5SO_3^{2-} + 2MnO_4^{1-} + 6H^+ = 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O, \\
10K^+ \qquad 2K^+ \qquad 3SO_4^{2-} \quad 10K^+ \qquad 2SO_4^{2-}
\end{array}
$$

$$
5K_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 6K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O.
$$

б) Взаимодействие тех же реагентов – перманганата калия с сульфитом калия – в *щелочной среде* дает другой продукт – манганат калия:

$$KMnO_4 + K_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

В *щелочной среде* число атомов кислорода уравнивают с помощью молекул воды и гидроксид-ионов OH^-. В схеме гидроксид-ионы записывают в паре с восстановителем, а молекулы воды – с окислителем:

$$
\begin{array}{lcll}
1 & & -2e & \underset{\text{в-ль}}{SO_3^{2-}} + 2OH^- \xrightarrow{-2e} \underset{\text{ок-ль}}{SO_4^{2-}} + \overset{0}{H_2O} \\
 & 2 & & (-2) + (-2) - (-2) = (-2) + 0 \\
2 & & +1e & MnO_4^- \xrightarrow{+1e} MnO_4^{2-};
\end{array}
$$

$$
\begin{array}{l}
SO_3^{2-} + 2OH^- + 2MnO_4^- = SO_4^{2-} + H_2O + 2MnO_4^{2-}, \\
2K^+ \qquad 2K^+ \qquad 2K^+ \quad 2K^+ \qquad\qquad 4K^+
\end{array}
$$

$$
K_2SO_3 + 2KOH + 2KMnO_4 = K_2SO_4 + H_2O + 2K_2MnO_4.
$$

в) Третье направление реакции осуществляется в *нейтральной среде* и приводит к оксиду марганца(IV):

$$KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KOH + K_2SO_4.$$

В *нейтральной среде* число атомов кислорода уравнивают с помощью молекул воды и ионов H^+ или OH^-. В левую часть схемы всегда записывают воду в количестве, соответствующем избытку или недостатку кислорода, а в правую – ионы H^+ или OH^- в количестве, превышающем в 2 раза число молей H_2O:

$$\begin{array}{c|c|l|l} 3 & & -2e & SO_3^{2-} + \overset{\frown}{H_2O}{}^{0} \xrightarrow{-2e} SO_4^{2-} + 2H^+ \\ & 6 & & (-2) + 0 - (-2) = (-2) + (+2) \\ 2 & & +3e & MnO_4^- + \overset{\frown}{2H_2O}{}^{0} \xrightarrow{+3e} \overset{\frown}{MnO_2}{}^{0} + 4OH^- \\ & & & (-1) + 2 \cdot 0 + (-3) = 0 + (-4) \end{array}$$

$$3SO_3^{2-} + 3H_2O + 2MnO_4^{1-} + 4H_2O = 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + \underbrace{6H^+ + 8OH^-}_{6H_2O + 2OH^-},$$

$$\underset{6K^+}{3SO_3^{2-}} + \underset{2K^+}{2MnO_4^{1-}} + H_2O = \underset{6K^+}{3SO_4^{2-}} + 2MnO_2 + \underset{2K^+}{2OH^-},$$

$$3K_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O = 3K_2SO_4 + 2MnO_2 + 2KOH.$$

2.Фронтальная работа.

1) $H\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3 \rightarrow H_2\overset{-2}{O} + \overset{+4}{N}\overset{-2}{O}_2 + \overset{0}{O}_2,$

$$\begin{array}{c|c|l|l} 1 & & -4e & 2\overset{-2}{O} \xrightarrow{-2e \cdot 2} \overset{0}{O}_2 \\ & & & \text{в-ль окисление} \\ & 4 & & \\ 4 & & +1e & \overset{+5}{N} \xrightarrow{+1e} \overset{+4}{N} \\ & & & \text{ок-ль восстановление} \end{array}$$

$$2\overset{-2}{O} + 4\overset{+5}{N} = \overset{0}{O}_2 + 4\overset{+4}{N},$$

$$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2 + O_2.$$

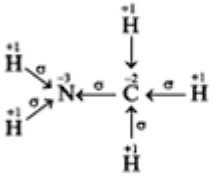
2) $\overset{0}{Al} + \underset{\text{или } FeO \cdot Fe_2O_3, \text{ или } Fe_3O_4}{\overset{+2}{Fe}(\overset{+3}{Fe}O_2)_2} \xrightarrow{t} \overset{0}{Fe} + \overset{+3}{Al}_2O_3,$

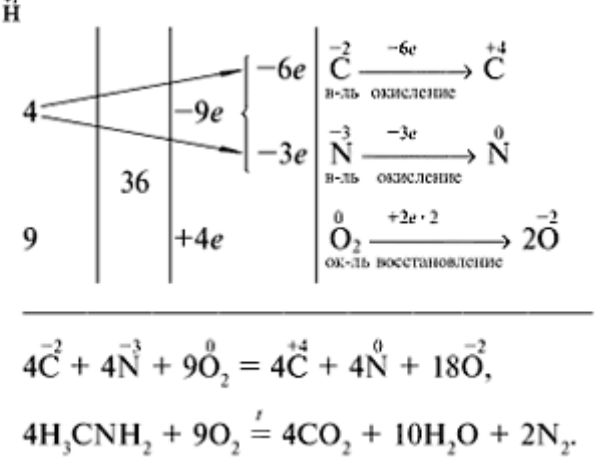
$$\begin{array}{c|c|c|l|l} 3 & & +8e & +2e & \overset{+2}{Fe} \xrightarrow{+2e} \overset{0}{Fe} \\ & & & & \text{ок-ль восстановление} \\ & & & +6e & 2\overset{+3}{Fe} \xrightarrow{+3e \cdot 2} 2\overset{0}{Fe} \\ & & & & \text{ок-ль восстановление} \\ & 24 & & & \\ 4 & & -6e & & 2\overset{0}{Al} \xrightarrow{-3e \cdot 2} 2\overset{+3}{Al} \\ & & & & \text{в-ль окисление} \end{array}$$

$$3\overset{+2}{Fe} + 6\overset{+3}{Fe} + 8\overset{0}{Al} = 9\overset{0}{Fe} + 8\overset{+3}{Al},$$

$$8Al + 3Fe(FeO_2)_2 \overset{t}{=} 9Fe + 4Al_2O_3.$$

3) $H_3CNH_2 + \overset{0}{O}_2 \xrightarrow{t} \overset{+4\ -2}{CO_2} + H_2\overset{-2}{O} + \overset{0}{N}_2$,





$4\overset{-2}{C} + 4\overset{-3}{N} + 9\overset{0}{O}_2 = 4\overset{+4}{C} + 4\overset{0}{N} + 18\overset{-2}{O}$,

$4H_3CNH_2 + 9O_2 \overset{t}{=} 4CO_2 + 10H_2O + 2N_2$.

3.Индивидуальная работа.

Задание 1. Электронным методом подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций:

1) $Al + HNO_3$ (разб.) $\rightarrow Al(NO_3)_3 + NH_4NO_3 + H_2O$;

2) $\overset{+2\ -1}{FeS_2} + O_2 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + SO_2$;

3) $\underset{\text{этилен}}{H_2C{=}CH_2} + KMnO_4 + H_2O \rightarrow KOH + MnO_2 + \underset{\text{этиленгликоль}}{\overset{OH\ \ OH}{CH_2{-}CH_2}}$.

Задание 2. С помощью электронно-ионного метода закончить уравнения следующих реакций:
1) $KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$;
2) $FeCl_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow FeCl_3 + Fe(OH)_3 + KOH + MnO_2$;
3) $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + H_2O + Cl_2 + KCl$.

Задание 3. С помощью метода электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:
1) $NH_3 + O_2 = NO + H_2O$
2) $PH_3 + Cl_2 = PCl_3 + HCl$
3) $CH_4 + Cl_2 = CCl_4 + HCl$
4) $CuO + NH_3 = Cu + N_2 + H_2O$
5) $P + N_2O = N_2 + P_2O_5$
6) $NO_2 + H_2O = HNO_3 + NO$
7) $NH_4NO_3 = N_2O + H_2O$

Задание 4. Уравняйте следующие реакции:

1) $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 = MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
2) $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O = MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$
3) $KMnO_4 + K_2SO_3 + KOH = K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
4) $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 = MnSO_4 + K_2SO_4 + S + H_2O$
5) $K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
6) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + I_2 + H_2O$
7) $KMnO_4 + HCl = Cl_2\uparrow + MnCl_2 + KCl + H_2O$

4.Контрольные вопросы.

1.Перекись водорода способна быть как окислителем, так и восстановителем. Найдите окислитель и восстановитель в следующих реакциях и уравняйте их:

1) $KI + H_2O_2 = I_2 + KOH$
2) $I_2 + H_2O_2 = HIO_3 + H_2O$
3) $HClO + H_2O_2 = HCl + O_2 + H_2O$

2.Уравняйте следующие реакции:
1) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + S + H_2O$
2) $K_2MnO_4 + H_2O = MnO_2 + KMnO_4 + KOH$
3) $NaBr + H_2SO_4 + NaBrO_3 = Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
4) $(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2\uparrow + H_2O$
Чем отличаются эти реакции и как они называются?
5.Домашнее задание: повторить теоретический материал по теме практической работы.

Инструкция
по практическому занятию № 8

Тема: Решение расчетных задач по теме: «Металлы» и «Неметаллы».

Цель работы:

- закрепить умения и навыки в составлении уравнений реакций, отражающих химические свойства металлов и неметаллов;
- закрепить умения и навыки в решении расчетных задач различного типа;
- развивать умения анализировать, сравнивать, применять теоретические знания на практике для решения задач;
- расширить знания учащихся о способах решения задач;
- показать взаимосвязь химии, физики и математики.

Этапы занятия:

1.Опорные понятия теоретического материала

Металлы (от лат. «metallum» — шахта, рудник) — группа элементов, в виде простых веществ, обладающих характерными металлическими свойствами, такими, как высокие тепло- и электропроводность, положительный температурный коэффициент сопротивления, высокая пластичность и металлический блеск.

Металлы широко распространены в природе и могут встречаться в различном виде: в самородном состоянии (Ag, Au, Rt, Cu), в виде оксидов (Fe_3O_4, Fe_2O_3, $(NaK)_2O{\times}AlO_3$), солей (KCl, $BaSO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$), а также

сопутствуют различным минералам (Cd – цинковые руды, Nb, Tl – оловянные и т.д.).

Физические свойства металлов

Всем металлам присущи металлический блеск (однако In и Ag отражают свет лучше других металлов), твердость (самый твердый металл – Cr, самые мягкие металлы – щелочные), пластичность (в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe наблюдается уменьшение пластичности), ковкость, плотность (самый легкий металл – Li, самый тяжелый – Os), тепло – и электропроводность, которые уменьшаются в ряду Ag, Cu, Au, Al, W, Fe.

В зависимости от температуры кипения все металлы подразделяют на тугоплавкие ($T_{кип} >$ 1000 С) и легкоплавкие ($T_{кип} <$ 1000 С). Примером тугоплавких металлов может быть – Au, Cu, Ni, W, легкоплавких – Hg, K, Al, Zn.

Среди металлов присутствуют s-, p-, d- и f-элементы. Так, s- элементы – это металлы I и II групп Периодической системы (ns^1, ns^2), p- элементы – металлы, расположенные в группах III – VI (ns^2np^{1-4}). Металлы d-элементы имеют большее число валентных электронов по сравнению с металлами s- и p-элементами. Общая электронная конфигурация валентных электронов металлов d-элементов – $(n-1)d^{1-10}ns^2$. Начиная с 6 периода появляются металлы f-элементы, которые объединены в семейства по 14 элементов (за счет сходных химических свойств) и носят особые названия лантаноидов и актиноидов. Общая электронная конфигурация валентных электронов металлов f-элементов – $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0-1}ns^2$.

Химические свойства металлов

Металлы способны реагировать с простыми веществами, такими как кислород (реакция горения), галогены, азот, сера, водород, фосфором и углеродом:

$2Al + 3/2\ O_2 = Al_2O_3$ (оксид алюминия)

$2Na + Cl_2 = 2NaCl$ (хлорид натрия)

$6Li + N_2 = 2Li_3N$ (азид лития)

$2Li+2C = Li_2C_2$ (карбид лития)

$2K + S = K_2S$ (сульфид калия)

$2Na + H_2 = NaH$ (гидрид натрия)

$3Ca + 2P = Ca_3P_2$ (фосфид кальция)

Металлы взаимодействуют друг с другом, образуя интерметаллические соединения:

$$3Cu + Au = Cu_3Au$$

Щелочные и некоторые щелочноземельные металлы (Ca, Sr, Ba) взаимодействуют с водой с образованием гидроксидов:

$$Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$$

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

В ОВР металлы являются восстановителями – отдают валентные электроны и превращаются в катионы. Восстановительная способность металла — его положение в электрохимическом ряду напряжений металлов. Так, чем левее в ряду напряжений стоит металл, тем более сильные восстановительные свойства он проявляет.

Металлы, стоящие в ряду активности до водорода способны реагировать с кислотами:

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3\ H_2\uparrow$$

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2\uparrow$$

$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$$

Получение металлов

Щелочные, щелочноземельные металлы и алюминий получают электролизом расплавов солей или оксидов этих элементов:

$$2NaCl = 2Na + Cl_2\uparrow$$

$$CaCl_2 = Ca + Cl_2\uparrow$$

$$2Al_2O_3 = 4Al + 3O_2\uparrow$$

Тяжелые металлы получают восстановлением из руд при высоких температурах и в присутствии катализатора (пирометаллургия) (1) или восстановлением из солей в растворе (гидрометаллургия) (2):

$$Cu_2O + C = 2Cu + CO\ (1)$$

$$CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4\ (2)$$

Некоторые металлы получают термическим разложением их неустойчивых соединений:

$$Ni(CO)_4 = Ni + 4CO$$

Неметаллы – химические элементы, атомы которых принимают электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы.

Электронная конфигурация валентных электронов неметаллов в общем виде — ns^2np^{1-5} Исключение составляют водород ($1s^1$) и гелий ($1s^2$), которые тоже рассматривают как неметаллы.

Неметаллы обычно обладают большим спектром степеней окисления в своих соединениях. Большее число электронов на внешнем энергетическом уровне по сравнению с металлами определяет их большую способность к присоединению электронов и проявлению высокой окислительной активности.

Если в Периодической системе мысленно провести диагональ от бериллия к астату, то в правом верхнем углу таблицы будут находиться элементы-неметаллы. Среди неметаллов есть s-элемент – водород; p-элементы бор; углерод, кремний; азот, фосфор, мышьяк, кислород, сера, селен, теллур, галогены и астат. Элементы VIII группы – инертные (благородные) газы, которые имеют полностью завершенный внешний энергетический уровень и их нельзя отнести ни к металлам, ни к неметаллам.

Неметаллы обладают высокими значениями сродства к электрону, электроотрицательность и окислительно-восстановительный потенциал.

Химические свойства неметаллов

Основные химические свойства неметаллов (общие для всех) – это:

— взаимодействие с металлами

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl$$

$$Fe + S = FeS$$

$$6Li + N_2 = 2Li_3N$$

$$2Ca + O_2 = 2CaO$$

— взаимодействие с другими неметаллами

$$3H_2 + N_2 = 2NH_3$$

$$H_2 + Br_2 = 2HBr$$

$$S + O_2 = SO_2$$

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$

$$2F_2 + O_2 = 2OF_2$$

$$S + 3F_2 = SF_6,$$

$$C + 2Cl_2 = CCl_4$$

Каждый неметалл обладает специфическими химическими свойствами, характерными только для него, которые подробно рассматривают при изучении каждого неметалла в отдельности.

Физические свойства неметаллов

Фтор, хлор, кислород, азот, водород и инертные газы представляют собой газообразные вещества, йод, астат, сера, селен, теллур, фосфор, мышьяк, углерод, кремний, бор –твёрдые вещества; бром -жидкость.

Неметаллы находятся в земной коре (в большинстве своем кислород и кремний — 76 % от массы земной коры а также As, Se, I, Te, но в очень езначительных количествах), в воздухе (азот и кислород), в составе растительной массы (98,5 % — углерод, водород, кислород, сера, фосфор и азот), а также в основе массы человека (97,6 % — — углерод, водород, кислород, сера, фосфор и азот). Водород и гелий – входят в состав космических объектов, включая Солнце. Чаще всего в природе неметаллы встречаются в виде соединений.

Получение неметаллов

Многообразие неметаллов породило многообразие способов их получения, так водород получают, как лабораторными способами, например, взаимодействием металлов с кислотами (1), так и промышленными способами, например, конверсией метана (2).

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$CH_4 + H_2O = CO + 3H_2 \uparrow \text{ (температура 900 C)}$$

Получение галогенов осуществляют в основном, путем окисления галогеноводородных кислот:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 3Cl_2\uparrow + 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O$$

$$2KMnO_4 + 16HCl = 2\ MnCl_2 + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O + 2KCl$$

Для получения кислорода используют реакции термического разложения сложных веществ:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

$$4K_2Cr_2O_7 = 4K_2CrO_4 + 2Cr_2O_3 + 3O_2\uparrow$$

Серу получают неполным окислением сероводорода (1) или по реакции Вакенродера (2):

$$H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O\ (1)$$

$$2H_2S + SO_2 = 3S\downarrow + 2H_2O\ (2)$$

Для получения азота используют реакцию разложения нитрита аммония:

$$NaNO_2 + NH_4Cl = N_2\uparrow + NaCl + 2H_2O$$

Основной способ получения фосфора – из фосфата кальция:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C = 3CaSiO_3 + 5CO + 2P$$

2.Фронтальная работа.

Примеры решения задач

Пример 1

Задание При взаимодействии 6,0 г металла с водой выделилось 3,36 л водорода (н.у.). Определите этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.

Решение Т.к. металл двухвалентен, его реакция с водой будет описываться уравнением, которое в общем виде будет выглядеть следующим образом:

$$Me + 2H_2O = Me(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Согласно написанному выше уравнению, количества вещества металла и выделяющегося в ходе реакции водорода будут равны:

$$v(Me) = v(H_2) = 3{,}36/22{,}4 = 0{,}15 \text{ моль}$$

Отсюда, найдем атомную массу металла:

$$A_r(Me) = m/v = 6,0/0,15 = 40 \text{ г/моль}$$

Следовательно, этот металл — кальций.

Ответ Кальций

Пример 2

Задание При действии на смесь меди и железа массой 20 г избытком соляной кислоты выделилось 5,6 л газа (н.у.). Определить массовые доли металлов в смеси.

Решение Медь не реагирует с соляной кислотой, поскольку стоит в ряду активности металлов после водорода, т.е. выделение водорода происходит только в результате взаимодействия кислоты с железом.

Запишем уравнение реакции:

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2 \uparrow$$

Найдем количество вещества водорода:

$$v(H_2) = V(H_2) / V_m = 5,6 / 22,4 = 0,25 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции:

$$v(H_2) = v(Fe) = 0,25 \text{ моль}$$

Найдем массу железа:

$$m(Fe) = v(Fe) \cdot M(Fe) = 0,25 \cdot 56 = 14 \text{ г.}$$

Рассчитаем массовые доли металлов в смеси:

$$\omega_{Fe} = m_{Fe}/m_{mixture} = 14 / 20 = 0,7 = 70\%$$

$$\omega_{Cu} = 100 – 70 = 30\%$$

Ответ 70% железа, 30% меди

Пример 3

Какая масса алюминия потребуется для получения железа из 16,84 кг руды, содержащей 95% оксида железа(III)?

Решение: m (Fe2O3) = 16,84*0,95 = 16 кг

16 кг x кг

Fe2O3 + 2Al = Al2O3 + 2Fe

1 к/моль 2к/моль

160 кг - 2*27=54кг x = 16*54 / 160 = 5,4 кг.

Ответ: 5,4 кг.

Пример 4

Определите формулу кристаллогидрата, если при растворении 14 г неизвестного металла в разбавленной серной кислоте выделилось 5,6 л водорода и образуется соль $MeSO_4$, из которой можно получить 69,5 г кристаллогидрата. Его можно использовать в производстве красок и для пропитки древесины для предотвращения ее гниения.

Записываем уравнение реакции между металлом и кислотой в общем виде:

$$\underset{14\ г}{Me} + H_2SO_4 = \underset{0{,}25\ моль}{MeSO_4} + \underset{22{,}4\ л}{H_2}\uparrow \quad (5{,}6\ л)$$

$$\nu(H_2) = \frac{5{,}6\ л}{22{,}4\ л/моль} = 0{,}25\ моль$$

По уравнению ν(Me) = ν(MeSO4) = 0,25 моль

Относительная атомная масса металла может быть найдена 2 способами:

Ar = 22,4 · 14/5,6 = 56 или *Ar* = 14/0,25 = 56, следовательно, это железо.

Формула соли $FeSO_4$, а кристаллогидрата — $FeSO_4 \cdot xH_2O$.

Рассчитываем массу безводной соли:

$$\underset{152\ г/моль}{\underset{38\ г}{FeSO_4}} \rightarrow \underset{M\ г/моль}{\underset{69{,}5\ г}{FeSO_4 \cdot xH_2O}}$$

$M(FeSO_4 \cdot xH_2O)$ = 278 г/моль

Масса воды в кристаллогидрате: $m(H_2O)$ = 278 г - 152 г = 126 г

Находим количество вещества воды:

$$\nu(H_2O) = \frac{126\ г}{18\ г/моль} = 7\ моль$$

следовательно, формула кристаллогидрата $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

Пример 5

Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow NaHSO_3.$$

Решение. Натрий образуется при электролизе расплава хлорида натрия:

$$2NaCl = 2Na + Cl_2\uparrow.$$

Натрий реагирует с водородом:

$$2Na + H_2 = 2NaH.$$

Гидрид натрия полностью гидролизуется под действием воды:

$$NaH + H_2O = NaOH + H_2\uparrow.$$

При пропускании избытка сернистого газа через раствор гидроксида натрия образуется гидросульфит натрия:

$$NaOH + SO_2 = NaHSO_3.$$

Пример 6

Задание Какой объем оксида углерода (IV) (н. у.) получится при разложении известняка массой 500 г, содержащего 20% примесей?

Решение Запишем уравнение реакции:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$$

Найдем массу чистого (без примесей) карбоната кальция:

$$m(CaCO_3) = m(limestone) \times (1-\omega_{admixture})$$

$$m(CaCO_3) = 500 \times (1-0,2) = 400 \text{ г}$$

Найдем количество вещества $CaCO_3$:

$$v(CaCO_3) = m(CaCO_3) / M(CaCO_3)$$

$$v(CaCO_3) = 400/ 100 = 4 \text{ моль}$$

Согласно уравнению

$$v(CaCO_3) = v(CO_2) = 4 \text{ моль}$$

Тогда объем углекислого газа

$$V(CO_2) = v(CO_2) \times V_m$$

$$V(CO_2) = 4 \times 22,4 = 89,6 \text{ л}$$

Ответ 89,6 л

Пример 7

Задание Осуществите ряд превращений $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

Решение Получение сероводорода из серы осуществляют путем её восстановления водородом:

$$S + H_2 = H_2S$$

Оксид серы (IV) из сероводорода получают путем его окисления кислородом:

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

Чтобы получить оксид серы (VI) из оксида серы (IV) необходимо окислить оксид серы (IV) кислородом:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

Оксид серы (VI) типичный кислотный оксид, который при взаимодействии с водой образует кислоту, поэтому, для того, чтобы получить серную кислоту из оксида серы (VI) необходимо пропустить его через воду:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

3.Индивидуальная работа.

1.Решение задач. (Из каждого блока решается по одной задачи на выбор)

Расчеты по формулам.

1. Какое из следующих соединений содержит больше железа: FeO, Fe_2O_3, Fe_3O_4.
2. Сколько железа содержится в 5 моль оксида железа (III).
3. Выведите формулу соединения, состоящего 88,85% из меди и 11,2% - кислорода.
4. Массовое соотношение калия, углерода и кислорода в веществе – 39: 6: 24. Какова формула вещества.
5. Сколько граммов воды выделится при прокаливании 644 г глауберовой соли Na_2SO_4*10 H_2O.
6. Сколько граммов кальция содержится в 250 г карбоната кальция?
7.

Расчёты по уравнениям:

1. дано: n(моль) – найти: n(моль).

По ур-ю: $\frac{\nu^1}{n^1}$ *По усл-ю:* $\frac{\nu^2}{X\ (n^2)}$ n_1 – количество вещества которое дано, n_2 – количество вещества которое найти ν^1, ν^2 - коэффициенты уравнения реакции	1. Сколько моль оксида меди получится при полном окислении 3 моль меди? 2. Какое количества вещества гидроксида железа (III) разложилось, если получили 0,5 моль оксида железа(III)? 3. Сколько моль кислорода потребуется для полного окисления 2,5 моль алюминия. 4. При электролизе хлорида меди получили 3 моль меди. Сколько моль хлора при этом выделилось.

2. дано: m (г, кг, т) – найти: m (г, кг, т).

Дано: $m^1_{в\text{-}ва} = 6{,}4$ г $n^1_{в\text{-}ва} = \frac{m^1_{в\text{-}ва}}{M^1_{в\text{-}ва}} = \ldots$ Найти: $n^2_{в\text{-}ва} = \frac{n^1_{в\text{-}ва} \times \nu^2}{\nu^1} = \ldots$ (по уравнению) $m^2_{в\text{-}ва} = n^2_{в\text{-}ва} \times M^2_{в\text{-}ва} = \ldots$	1. Вычислите массу оксида меди полученного при окислении 6,4 г меди. 2. Сколько оксида серебра необходимо прокалить, чтобы получить10,8 г серебра. 3. Какая масса гидроксида железа (III) выпадет в осадок, если на раствор, содержащий 16,25 г хлорида железа(III) подействовать раствором гидроксида натрия. 4. Вычислите, достаточно ли 6,4 г кислорода для полного обжига 9,6 г сульфида цинка.

3. дано: m (г, кг, т) – найти:V (мл, л, $м^3$).

Дано: $m^1_{в\text{-}ва} = 5{,}6$ г $n^1_{в\text{-}ва} = \frac{m^1_{в\text{-}ва}}{M^1_{в\text{-}ва}} = \ldots$ Найти: $n^2_{в\text{-}ва} = \frac{n^1_{в\text{-}ва} \times \nu^2}{\nu^1} = \ldots$ (по уравнению) $V^2_{в\text{-}ва} = n^2_{в\text{-}ва} \times V_m = \ldots$	1. При обжиге известняка было получено 5,6 г оксида кальция. Какой объём углекислого газа(н.у.) при этом образовался. 2. Какой объём хлора потребуется для полного сжигания 5,6 г железа? 3. 10,6 г соды растворили в соляной кислоте. Какой объём углекислого газа при этом выделился? 4. Сколько кислорода потребуется для сжигания 3 г лития?

4. дано: V (мл, л, $м^3$).– найти: m (г, кг, т)

Дано: $V^1_{в\text{-}ва} = 2{,}24$ л $n^1_{в\text{-}ва} = \frac{V^1_{в\text{-}ва}}{V_m} = \ldots$ Найти: $n^2_{в\text{-}ва} = \frac{n^1_{в\text{-}ва} \times \nu^2}{\nu^1} = \ldots$ (по уравнению) $m^2_{в\text{-}ва} = n^2_{в\text{-}ва} \times M^2_{в\text{-}ва} = \ldots$	1. Цинк растворили в соляной кислоте, и объём выделившегося газа составил 2,24 л (н.у.). Какая масса цинка была растворена? 2. На восстановление меди их оксида меди(II) было израсходовано 5,6 л водорода. Сколько граммов меди получили? 3. Достаточно ли 2,8 л оксида углерода (II) для полного восстановления железа из 23,2 г Fe_3O_4. Какой объём углекислого газа при этом образуется?

5. дано: $m_{в\text{-}ва}$ (или $V_{в\text{-}ва}$), ω $(\%)_{в\text{-}ва}$ - найти: $m_{р\text{-}ра}$

Дано: $m^1_{в\text{-}ва} = 9{,}8$ г $n^1_{в\text{-}ва} = \frac{m^1_{в\text{-}ва}}{M^1_{в\text{-}ва}} = \ldots$ Найти: $n^2_{в\text{-}ва} = \frac{n^1_{в\text{-}ва} \times \nu^2}{\nu^1} = \ldots$ (по уравнению) $m^2_{в\text{-}ва} = n^2_{в\text{-}ва} \times M^2_{в\text{-}ва} = \ldots$ $m_{р\text{-}ра} = \frac{m^2_{в\text{-}ва}}{\omega} = \ldots$	1. Какую массу 40% раствора гидроксида натрия необходимо взять, чтобы нейтрализовать 9,8 г серной кислоты. 2. Какую массу 6%-ного раствора сульфата железа(III) необходимо взять для реакции с гидроксидом калия, чтобы получить 10,7 г гидроксида железа(III). 3. Какую массу известняка содержащего 5% некарбонатных примесей, необходимо разложить, чтобы получить 44,8 л оксида углерода (IV). 4. *Оксид кальция содержит 5 % карбонатных примесей. Какой объём углекислого газа выделится, если 20 г его растворить в соляной кислоте?

6. дано: $m_{\text{смеси}}$, $m_{\text{в-ва}}$ (или $V_{\text{в-ва}}$) прод. реакции, -
найти: $m_{\text{в-ва}}$ и его долю - $\omega\,(\%)_{\text{в-ва}}$ в смеси.
В реакцию вступает один компонент.

1. $V^1_{\text{в-ва}}\,(m^1_{\text{в-ва}}) = 3{,}36$ л 1. $n^1_{\text{в-ва}} = \ldots$ 2. $n^2_{\text{в-ва}} = \ldots$ 3. $n_{\text{в-ва в смеси}} = \ldots$ 4. $m_{\text{в-ва в смеси}} = \ldots$ $\omega\,(\%)_{\text{в-ва}} = \dfrac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{смеси}}} = \ldots$	1. 4,5 г сплава меди с магнием растворили в соляной кислоте. Объём выделившегося водорода составил 3,36 л (н.у.). Какова массовая доля магния в сплаве. 2. 5 г смеси нитрата калия и хлорида калия растворили в воде и подействовали раствором нитрата серебра. Образовался осадок массой 1,5 г. Определите процентный состав смеси. 3. *95,5 г смеси CuO и Fe_2O_3 восстановили водородом. На продукт восстановления подействовали избытком раствора соляной кислоты. Объём выделившегося водорода составил 4,48 л. Каков процентный состав смеси.

2. Решение разноуровневых заданий по вариантам.

Вариант I

Первый уровень (3 балла).

1. Сколько граммов гидроксида кальция потребуется для нейтрализации 5,6 л хлороводовода?
2.Сколько литров аммиака нужно взять для получения 4,9 г бромида аммония?
3. При взаимодействии 0,1 моль магния с разбавленной серной кислотой получается сульфат магния. Определите его массу.

Второй уровень (4 балла).

1. Сколько граммов 10 % раствора гидроксида натрия потребуется для нейтрализации 8,96 л соляной кислоты.
2. Сколько граммов хлорида аммония получится при взаимодействии 8 г хлороводорода с 3г аммиака.

Третий уровень (5 баллов).

Сколько граммов осадка образуется при пропускании 11,2 л углекислого газа через 900 г 10 % раствора гидроксида бария $Ba(OH)_2$?

Вариант II

Первый уровень (3 балла).

1. Сколько л углекислого газа получится при сжигании 3,2 г метана CH_4?
2. Определите массу серы, вступившей в реакцию с алюминием количеством вещества 3 моль, если образуется сульфид алюминия Al_2S_3.
3. Определите количество вещества сульфата магния, образовавшегося при взаимодействии 6 г магния с разбавленной серной кислотой.

Второй уровень (4 балла).

1. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 10 % (плотностью 1,07 г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16 г гидроксида натрия?
2. Оксид углерода (IV), полученный действием избытка соляной кислоты на карбонат кальция массой 4 г растворили в воде массой 2 кг. Рассчитайте массовую долю оксид углерода (IV) в полученном растворе.

Третий уровень (5 баллов).

На смесь меди и оксида меди (II) массой 75 г подействовали избытком концентрированной азотной кислоты. При этом выделился газ объемом 26,88 л (н.у.). Определите массовую долю оксида меди (II) в исходной смеси.

Вариант III

Первый уровень (3 балла).

1. Сколько граммов оксида фосфора(V) образуется при сжигании 3,1 г фосфора.
2. При пропускании углекислого газа через раствор, содержащий 28 г гидроксида калия KOH, получили после выпаривания соль- K_2CO_3. Определите массу этой соли.
3. Определите массовую долю меди в сульфате меди (II) $CuSO_4$.

Второй уровень (4 балла).

1. В лаборатории имеется раствор с массовой долей H_2SO_4 10 % . Какая масса этого раствора потребуется для растворения 1,8 г магния?
2. Вычислите объем водорода, выделившегося при взаимодействии цинка массой 13 г с раствором, содержащим серную кислоту массой 30 г (н. у.).

Третий уровень (5 баллов).

К раствору объемом 153,5 мл с массовой долей гидроксида калия 16 % и плотностью 1,14 г/мл прилили раствор объемом 86,8 мл с массовой долей серной кислоты 20 % и плотностью 1,14 г/мл. Определите массу образовавшейся соли - K_2SO_4.

Вариант IV

Первый уровень (3 балла).

1**.** Через раствор, содержащий 30,9 г бромида натрия, пропустили избыток хлора, а выделившееся вещество красно-бурого цвета собрали. Определите массу этого вещества.
2. Какой объем водорода (н. у.) потребуется для полного восстановления 20 г оксида меди (II).
3. Определите массовую долю углерода в карбонате кальция.

Второй уровень (4 балла).

1. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 10 % (плотностью 1,07 г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16 г гидроксида натрия?
2. Смешали хлороводород массой 7,3 г с аммиаком массой 4 г. Определите массу образовавшейся соли и оставшегося после реакции газа.

Третий уровень (5 баллов).

К раствору, содержащему гидроксид кальция массой 1,48 г, прилили раствор массой 150 г с массовой долей карбоната натрия 5 %. Определите массу образовавшегося гидроксида натрия.

4.Контрольные вопросы.

1. Какой металл считается самым древним в использовании человеком?
2. Как называются металлы 1 группы главной подгруппы?
3. Какой металл самый легкий?
4. Как называется сплав меди с оловом?
5. Перечислите физические свойства, общие для всех металлов.
6. Как называется процесс восстановления металлов из их руды с помощью угля, угарного газа, водорода при нагревании?
7. Назовите металлы, которые относятся к благородным металлам.
8. Как называется разрушение металлов под воздействием внешней окружающей среды?
9. Рубины, сапфиры, корунд, глинозем – с химической точки зрения что это?
10. Какой металл способен намагничиваться и размагничиваться?
11. В какой капусте много йода?
12. Какой элемент считают «царем живой природы»?
13. Какая кислота входит в состав желудочного сока?
14. Какое вещество составляет основу карандаша?

5.Домашнее задание: повторить теоретический материал по теме практической работы.

Рецептура приготовления некоторых растворов, используемых в лабораторном практикуме

Безводный ацетат натрия. Для обезвоживания ацетата натрия ($CH_3COONa \cdot 2H_2O$) следует нагреть его в железной чашке на открытом огне или в фарфоровой чашке на сетке; соль сначала легко плавится и по мере удаления воды снова затвердевает, вспучиваясь. Снять чашку с огня, еще горячую соль растереть в порошок и снова нагреть до начинающегося плавления уже безводной соли. После этого нагревание прекратить, охладить соль при помешивании палочкой и пересыпать в плотно закрывающуюся банку.

Аммиачный раствор соли закиси меди.
а) Растворить 1 г хлорида меди(II) в небольшом количестве воды, к раствору прибавить по каплям при хорошем взбалтывании столько концентрированного водного аммиака, чтобы образующийся сначала осадок весь перешел в раствор. К раствору синей окраски прибавить 3 г солянокислого гидроксиламина, раствор взболтать до обесцвечивания, после чего разбавить водой до 75 мл. Раствор хранят в плотно закрытой склянке над кусочками очищенной медной проволоки.
б) Смешать при встряхивании 10 г хлорида меди(I) с 15–20 мл концентрированного аммиака и добавить 100 мл воды. После отстаивания раствор слить с осадка. Хранить над кусочками очищенной медной проволоки в плотно закрытой банке.

Хромовая смесь. Смешать 20 мл концентрированной серной кислоты с 80 мл дистиллированной воды и в полученной разбавленной кислоте растворить измельченный двухромовокислый калий до насыщения.

Раствор фуксинсернистой кислоты. В раствор фуксина ($\omega = 0{,}05 \div 0{,}1\%$) пропустить сернистый газ до обесцвечивания раствора. Сернистый газ

получить нагреванием в круглодонной колбе (или в колбе Вюрца) 63 г меди со 110 мл концентрированной серной кислоты.

Раствор йода в йодиде калия. Растворить 1 г йода и 5 г йодида калия в 20 мл воды, по растворении объем довести до 100 мл.

Реактив Селиванова (на кетогексозы и фурфурол). Растворить 0,052 г резорцина в 100 мл разбавленной соляной кислоты (1:1).

Раствор анилина в соляной кислоте. 9,3 г анилина растворить в 22 мл концентрированной соляной кислоты и довести водой до 100 мл.

Нейтрализованный раствор формалина. К 50 мл 40%-го формалина прибавить 1 мл 0,5%-го раствора фенолфталеина в 50%-м спирте и по каплям – 1%-й раствор едкого натра до слабо-розового окрашивания.

Спиртовой раствор щелочи. Растворить 15 г едкого натра в 15 мл воды и к раствору по охлаждении добавить 96%-й спирт до 100 мл.

Раствор белка. Белок куриного яйца отделить от желтка, растворить в 200 мл воды при энергичном помешивании стеклянной палочкой, затем отфильтровать (вата).

Йодкрахмальная бумага. Ленты из фильтровальной бумаги шириной 8–10 см пропитать 0,5–1%-м раствором крахмала, содержащим в 100 мл 1 г йодида калия. Йодид калия не должен иметь даже слабой желтой окраски, и его раствор не должен желтеть от добавления серной кислоты. Бумагу окончательно высушить в темном месте.

Фелингова жидкость. Приготовить два раствора: 1-й – 34,6 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 500 мл воды;
2-й – 173 г сегнетовой соли и 70 г едкого натра в 500 мл воды. Растворы хранить раздельно. Перед употреблением смешать равные объемы обеих жидкостей.

Раствор конго. В 200 мл воды растворить 0,5 г конго красного, 0,5 г соды и 5 г сернокислого натрия.

Абсолютированный этанол. В пробирку с 4–5 мл 96%-го спирта прибавить 2,5–3 г безводной сернокислой меди(II), смесь хорошо перемешать и нагреть на водяной бане до окрашивания соли в голубой цвет, затем слить спирт в реактор или в герметически закрывающуюся склянку.

Аммиачный раствор оксида серебра. В пробирку с 3–4 мл раствора нитрата серебра(I) прибавить несколько капель разбавленного водного аммиака до образования белого буреющего осадка. Продолжать добавлять раствор

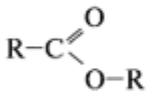
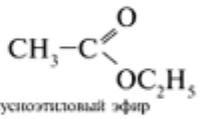
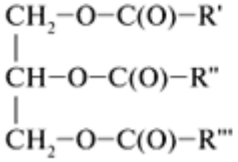
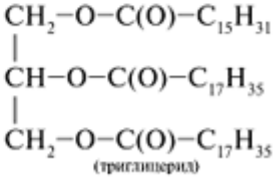
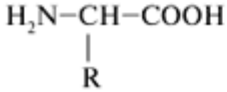
аммиака до растворения осадка (большого количества аммиака добавлять не следует). Затем раствор поместить в герметично закрывающуюся склянку и поставить в темное место.

Справочные сведения по органической химии (Памятка учащимся)

Классы органических соединений

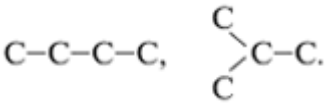
Функциональная группа	Название группы	Класс соединений	Пример
−OH	Гидроксил	Спирты	C_2H_5OH этиловый спирт
		Фенолы	C_6H_5OH фенол
$>C=O$	Карбонил	Альдегиды	$CH_3-C(=O)-H$ уксусный альдегид
		Кетоны	$CH_3-C(=O)-CH_3$ ацетон
$-C(=O)-OH$	Карбоксил	Карбоновые кислоты	$CH_3-C(=O)-OH$ уксусная кислота
$-NO_2$	Нитрогруппа	Нитросоединения	CH_3NO_2 нитрометан
$-NH_2$	Аминогруппа	Первичные амины	$C_6H_5NH_2$ анилин
$-C(=O)-NH_2$	Амидогруппа	Амиды кислот	$CH_3-C(=O)-NH_2$ амид уксусной кислоты
−F, −Br, −Cl, −I	Галоген	Галогено-производные	CH_3Cl хлорметан

Общие формулы органических соединений

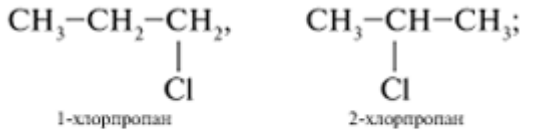
Общая формула	Название	Пример
C_nH_{2n+2}	Предельные углеводороды (алканы)	CH_3-CH_3 этан
C_nH_{2n}	Непредельные углеводороды (алкены)	$CH_2=CH_2$ этилен
C_nH_{2n-2}	Диеновые углеводороды	$CH_2=CH-CH=CH_2$ бутадиен-1,3
C_nH_{2n-2}	Ацетиленовые углеводороды (алкины)	$HC\equiv CH$ ацетилен
C_nH_{2n-6}	Ароматические углеводороды (арены)	C_6H_6 бензол
	Сложные эфиры	 уксусноэтиловый эфир
$R-O-R$	Простые эфиры	CH_3-O-CH_3 диметиловый эфир
$C_m(H_2O)_n$	Углеводы	$C_6(H_2O)_6$ глюкоза
	Жиры	 (триглицерид)
	Аминокислоты	H_2NCH_2COOH глицин

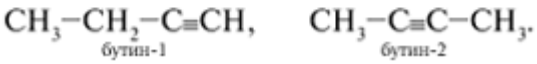
Изомерия органических соединений

а) ***Изомерия углеродного скелета:***

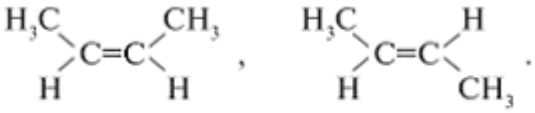


б) ***Изомерия положения.*** Двойная и тройная связи или заместитель могут быть в различных частях цепи:

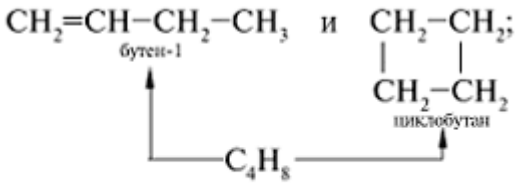


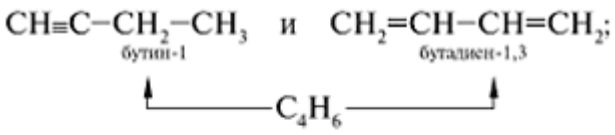


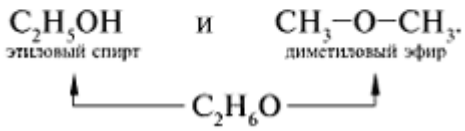
в) ***Пространственная изомерия*** (цистрансизомерия):



г) ***Межклассовая изомерия:***

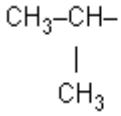




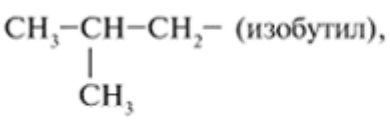


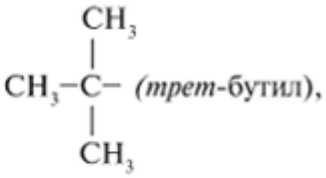
Радикалы

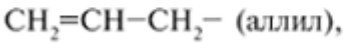
CH_3– (метил),
C_2H_5– (этил),
C_3H_7– (пропил),
C_4H_9– (бутил),
CH_2=CH– (винил),
C_6H_5– (фенил),
C_5H_{11}– (пентил),
–CH_2– (метилен),

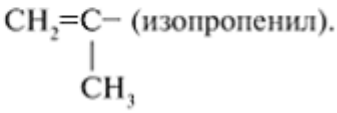

(изопропил),

C_6H_5–CH – (бензил),


(изобутил),

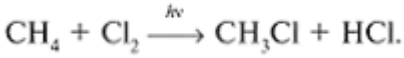

(*трет*-бутил),


(аллил),

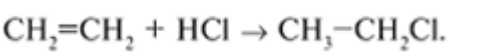

(изопропенил).

Характерные реакции

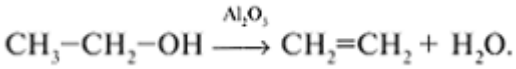
- Реакция замещения:



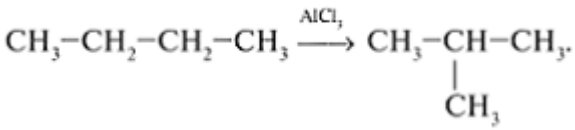
- Реакция соединения:



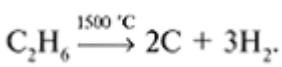
- Реакция отщепления:



- Реакция изомеризации:

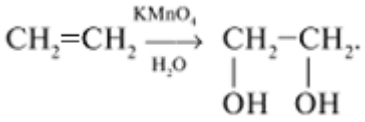


- Реакция разложения:

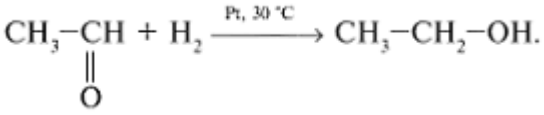


Окисление – химический процесс, когда кислород включается в молекулу или из нее отрывается водород.
Восстановление – процесс, когда в молекулу включается водород или из нее отнимается кислород.

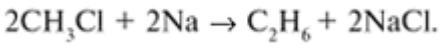
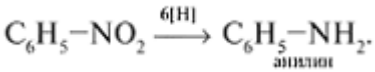
- Реакция окисления:



- Реакция восстановления:



- Реакция Вюрца:



- Реакция Зинина: