**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

**ЕН.03 Химия**

специальности **19.02.10 Технология продукции общественного питания**

Москва
2018

ОДОБРЕНА
Цикловой комиссией
преподавателей
общеобразовательных,
гуманитарных и
естественнонаучных
учебных дисциплин

Разработана на основе Федерального компонента государственного стандарта среднего общего образования для специальности среднего профессионального образования 19.02.10 Технология продукции общественного питания

Протокол №_1_
от «31»_08_20_18_ г.
Протокол №_____
от «__»_____20__ г.
Протокол №_____
от «__»_____20__ г.

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

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

## Пояснительная записка

Согласно п.28 Приказа Министерства образования и науки Российской Федерации от 14.06.2013 г. № 464 «Об утверждении Порядка организации и осуществления образовательной деятельности по образовательным программам среднего профессионального образования» лабораторная работа (практическое занятие) является одним из видов учебной деятельности обучающихся.

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 должны быть направлены на формирование общих и профессиональных компетенций.

Выполнению лабораторных работ и практических занятий предшествует проверка знаний обучающихся – их теоретической готовности к выполнению задания.

Лабораторные работы и практические занятия могут носить репродуктивный, частично-поисковый и поисковый характер.

Работы, носящие репродуктивный характер, отличаются тем, что при проведении обучающиеся пользуются подробными инструкциями, в которых указаны: цель работы, пояснения (теория, основные характеристики), оборудование, аппаратура, материалы и их характеристики, порядок выполнения работы, таблицы, выводы (без формулировки), контрольные вопросы, учебная и специальная литература.

Формы организации обучающихся на лабораторных работах и практических занятиях: фронтальная, групповая, индивидуальная.

Для повышения эффективности проведения лабораторных работ и практических занятий **рекомендуется:**

- разработка сборников задач, заданий и упражнений, сопровождающихся методическими указаниями, применительно к конкретным профессиям и специальностям;
- разработка заданий для компьютерного тестового контроля за подготовленностью обучающихся к занятиям;
- использование в практике преподавания поисковых лабораторных работ, построенных на проблемной основе;
- проведение лабораторных работ и практических занятий при углубленной подготовке с включением в них заданий, связанных с выбором обучающимися условий выполнения работы, конкретизацией целей, самостоятельным отбором необходимого оборудования;
- подбор дополнительных задач и заданий для обучающихся, работающих в более быстром темпе.

**Структура оформления лабораторных работ и практических занятий по дисциплине, профессиональному модулю определяется цикловыми комиссиями.**

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

При проведении лабораторных работ и практических занятий учебная группа может делиться на подгруппы численностью не менее 8 человек.

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**.<br>Назначение химического оборудования и посуды. | 11 |
| **Лабораторное занятие №2**.<br>Основные приемы работы в лаборатории. | 16 |
| **Лабораторное занятие №3**.<br>Качественные реакции на органические соединения | 22 |
| **Лабораторное занятие №4**.<br>Анализ качества пищевых продуктов. Обнаружение белка в исследуемой пробе | 27 |
| **Лабораторное занятие №5**.<br>Испытание растворов солей индикатором. Гидролиз солей. | 30 |
| **Лабораторное занятие №6**.<br>Проведение опытов частных реакций катионов I группы (натрия, калия, аммония). | 33 |
| **Лабораторное занятие №7**.<br>Проведение опытов частных реакций катионов II группы (барин, кальция, магния). | 39 |
| **Лабораторное занятие № 8**.<br>Анализ смеси катионов I и II групп. | 45 |
| **Лабораторное занятие № 9**.<br>Проведение опытов частных реакций катионов III группы (алюминия, цинка, хрома, марганца, железа). | 49 |
| **Лабораторное занятие № 10**.<br>Проведение опытов частных реакций анионов I, II, III групп. | 57 |
| **Лабораторное занятие № 11**.<br>Приготовление стандартного раствора щелочи, установление его нормальной концентрации и титра, выбор индикатора. | 68 |
| **Лабораторное занятие №12**.<br>Определение содержания серной кислоты и растворе. | 71 |
| **Лабораторное занятие № 13**.<br>Приготовление растворов заданной концентрации. | 74 |
| **Лабораторное занятие № 14**.<br>Определение поверхностного натяжения жидкостей. | 77 |
| **Лабораторное занятие № 15**.<br>Определение вязкости жидкостей. | 80 |
| **Лабораторное занятие № 16**.<br>Тепловые эффекты реакций и растворения | 83 |
| **Лабораторное занятие № 17**.<br>Скорость химических реакций и химическое равновесие. | 87 |
| **Лабораторное занятие № 18**.<br>Изучение процессов адсорбции активированным углем различных | 92 |

| | |
|---|---|
| веществ из растворов. | |
| **Лабораторное занятие № 19**.<br>Получение и свойства коллоидных растворов. | 95 |
| **Лабораторное занятие № 20**.<br>Получение и обработка эмульсий и пены. | 98 |
| **Практическое занятие №1**<br>Решение расчетных задач по теме «Основные понятия и законы химии». | 104 |
| **Практическое занятие №2**<br>Составление электронных формул и графических схем атомов и ионов химических элементов. | 114 |
| **Практическое занятие №3**<br>Решение задач и выполнение упражнений по закреплению знаний о строении и химических свойствах углеводородов. | 120 |
| **Практическое занятие №4**<br>Решение расчетных задач по теме: «Спирты. Альдегиды». | 123 |
| **Практическое занятие №5**<br>Решение расчетных задач по теме: «Кислородсодержащие соединения». | 135 |
| **Практическое занятие №6**<br>Вычисления в количественном анализе. | 138 |
| **Практическое занятие №7**<br>Решение расчетных задач по теме: «Окислительно-восстановительные реакции». | 141 |
| **Практическое занятие №8**<br>Решение задач на расчет энтальпий химических реакций. | 148 |
| **Практическое занятие №9**<br>Решение расчетных задач по теме: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие». | 152 |
| Рецептура приготовления некоторых растворов, используемых в лабораторном практикуме | 166 |

## Порядок работы

Методические указания к лабораторным работам и практическим занятиям по дисциплине ЕН.03 «Химия» разработаны для студентов, обучающихся по специальности 19.02.10 Технология продукции общественного питания.

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:** Назначение химического оборудования и посуды.

**Цель работы:**
-ознакомить с назначением важнейшего химического оборудования и посуды;
-воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с химической посудой, интерес к предмету.

**Оборудование:** химическая посуда

**Этапы проведения работы:**

**1.Инструктаж по технике безопасности**

**2.Опорные понятия теоретического материала**

*Стеклянная посуда:*

– пробирка - это самая незаменимая посуда в лаборатории, изготавливается из стекла и полиэтилена, предназначена для проведения самых разных опытов;

– стеклянная палочка различной толщины и длины используется для перемешивания жидкостей;

– часовое стекло применяется для исследования твердых веществ, им накрывают стаканы при проведении синтезов;

– воронка используется для переливания жидкостей и для фильтрования;

– химический стакан различного объема предназначен для приготовления растворов и проведения химических реакций, как при комнатной температуре, так и при нагревании;

– колба плоскодонная применяется для приготовления и хранения растворов;

– колба круглодонная - для проведения синтезов;

– чашка Петри используется для высушивания различных веществ;

– кристаллизатор применяется для охлаждения растворов и при сборе газов под водой;

– цилиндр - для собирания газов.

*Мерная посуда:*

– мерный цилиндр используется для измерения довольно больших объемов жидкостей;

– пипетка применяется для точного измерения объема жидкости;

– мерная колба незаменима для приготовления растворов точной концентрации.

*Фарфоровая посуда:*

– ступка с пестиком предназначена для измельчения твердых веществ, перемешивания смесей;

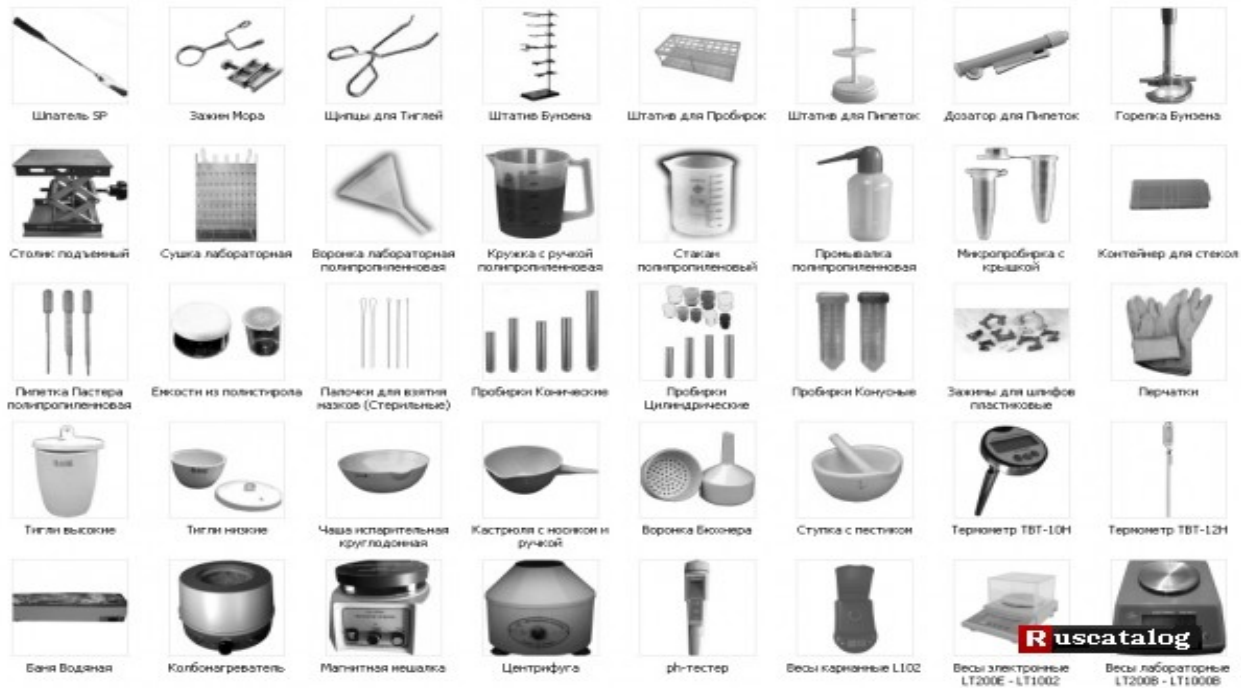
– тигель используется для прокаливания веществ, для проведения различных синтезов при высоких температурах;

– треугольник необходим для закрепления тиглей, чашек на кольце штатива;

– выпарительная чашка предназначена для упаривания растворов на водяной или песчаной бане;
– шпателем берут из склянок различные реактивы.

*Оборудование:*

– штатив для пробирок нужен для проведения опытов в пробирках;
– держатель для пробирок - для закрепления пробирок при нагревании;
– металлический штатив с лапками - для закрепления приборов при проведении эксперимента;
– ложка для сжигания - для сжигания веществ
– асбестовая сетка - для нагревания веществ на электрической плитке;
– спиртовка - для нагревания веществ;
– электрическая плитка - для нагревания веществ;
– сушильный шкаф - для сушки веществ;
– муфельная печь - для прокаливания веществ, проведения синтеза при высокой температуре;
– весы - для взвешивания веществ;
– ртутный термометр - для определения температуры




## 3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

**Задание 1.** Рассмотрите предложенные Вам различные виды посуды, сопоставьте их с текстом инструкции.
**Задание №2.** Изучите назначение каждого вида посуды.
**Задание 3.** Определите название и назначение посуды и оборудования, которое не вошло в инструкцию. Сделайте рисунок. Запишите назначение посуды и оборудования.
**Задание 4.** Оформите работу в тетради.

Рекомендации: Работу можно оформить в виде таблицы ( образец)

| № п/п | Название группы посуды и оборудования | Название посуды | Рисунок | Назначение |
|---|---|---|---|---|
| 1 | Стеклянная посуда | 1.1.Пробирка | | самая незаменимая посуда в лаборатории, изготавливается из стекла и полиэтилена, предназначена для проведения самых разных опытов; |

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

**5.Список рекомендованной литературы.**

Практикум по общей и неорганической химии: пособие для студентов вузов / В. И. Фролов, Т. М. Курохтина, З. Н. Дымова и др.; Под ред. Н.Н.Павлова, В. И. Фролова, - 2-е изд., перераб. И доп. – М. : Дрофа,2002. – 304с. :ил.

**6.Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 2

**Тема:** Основные приемы работы в лаборатории.

**Цель работы:**
-освоить основные приемы работы в лаборатории: нагревание, фильтрование, выпаривание, высушивание, прокаливание;
-изучить строение аналитических весов АВ-200, назначение деталей;
- освоить методику взвешивания;
-формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
-развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой;
-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:** записать самостоятельно, предварительно прочитав работу.

**Этапы проведения работы:**

**1. Инструктаж по технике безопасности**

1. Вспомните основные правила работы со спиртовкой.
2. Назовите основные правила тушения огня в лаборатории.
3. Назовите основные правила оказания первой помощи при ожогах.
4. Перечислите правила работы с химическим оборудованием и реактивами.

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

**2.Опорные понятия теоретического материала**

**Фильтрование** – это процесс движения жидкости или газа через пористое вещество, при котором на пористом веществе остаются твердые взвешенные частицы. Этот метод используется для отделения твердых примесей от растворенного вещества. Фильтрующими материалами могут быть вата, шерсть, волокнистое вещество, ткани, кварцевый песок, бумага, керамика. Фильтрующими не могут быть материалы, взаимодействующие с фильтруемой жидкостью. Фильтрование проводят при обычных условиях, под вакуумом и при нагревании. При обычных условиях для фильтрования применяют воронки, внутрь которой помещают фильтрующий материал. Чаще всего в нашей лаборатории применяется фильтровальная бумага. Она может быть в виде кругов разного диаметра . Обычно пользуются простыми или складчатыми фильтрами. Для получения простого фильтр складывают в квадрат, складчатого - гармошкой.

**Выпаривание.**Этот метод применяют для выделения вещества из раствора, а также для повышения концентрации раствора. Выпаривание проводят в фарфоровых чашках и тиглях на водяной или песчаной бане.

Правила выпаривания. Раствор, приготовленный для выпаривания наливают в выпаривательную чашку на 2\3 и погружают на 3\4 ее высоты в

баню. Выпариваемую жидкость следует постоянно перемешивать стеклянной палочкой, разбивать корочку кристаллов, образующуюся на поверхности жидкости, следить чтобы в выпаривательной чашке постоянно была жидкость. После того как, как выпаривательное вещество превратилось в кашицу, выпаривание прекращают. Далее вещество высушивают. Окончание выпаривания определяют по плотности образовавшегося раствора.

**Высушивание.** Это освобождение какого-либо вещества от воды и паров. При высушивании необходимо учитывать их реакционную способность, стойкость к повышенной температуре, окислению, гигроскопичность, агрегатное состояние. Негигроскопичные вещества высушивают на открытом воздухе. Для этого вещество рассыпают на пористый материал тонким слоем и время от времени перемешивают. Можно использовать различные приспособления для продувания воздуха над веществом. Для гигроскопичных веществ и веществ, выдерживающих нагревание, используют специальное оборудование.

**Прокаливание.** Прокаливанием называют операцию нагревания твердых веществ до высокой температуры. ($400^0$ С) с целью: а)освобождения от летучих примесей, б)достижения постоянной массы, в)проведения реакций, протекающих при высокой температуре, г) озоления после предварительного сжигания органических веществ. Нагревание до высокой температуры проводят в муфельных или тигельных печах. Часто в лаборатории проводят прокаливание с целью освобождения кристаллогидратов от воды. Можно проводить прокаливание и открытым способом на стальных сковородках. Однако необходимо следить, чтобы вещество не разлеталось, так как возможны потери вещества.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Опыт № 1. Нагревание.**

При проведении химического анализа часто необходимо нагревания веществ. Для нагревания веществ могут использоваться газовые горелки или спиртовки! В нашей лаборатории мы работаем со спиртовками. Вспомните основные правила зажигания спиртовок. Зажгите спиртовку. Внимательно рассмотрите пламя спиртовки. Внесите горизонтально в пламя спиртовки

лучину, подержите 3 сек. и выньте. Рассмотрите лучину, обратите внимание на особенности.

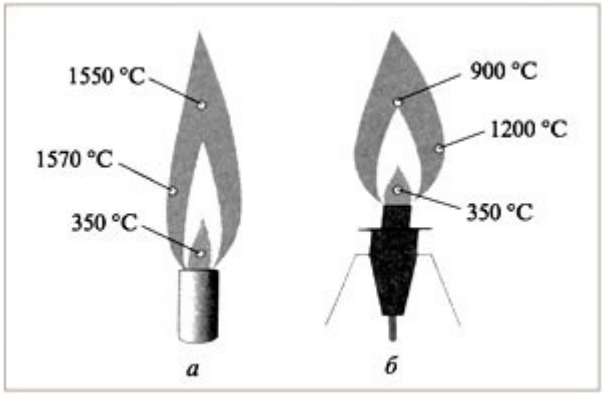
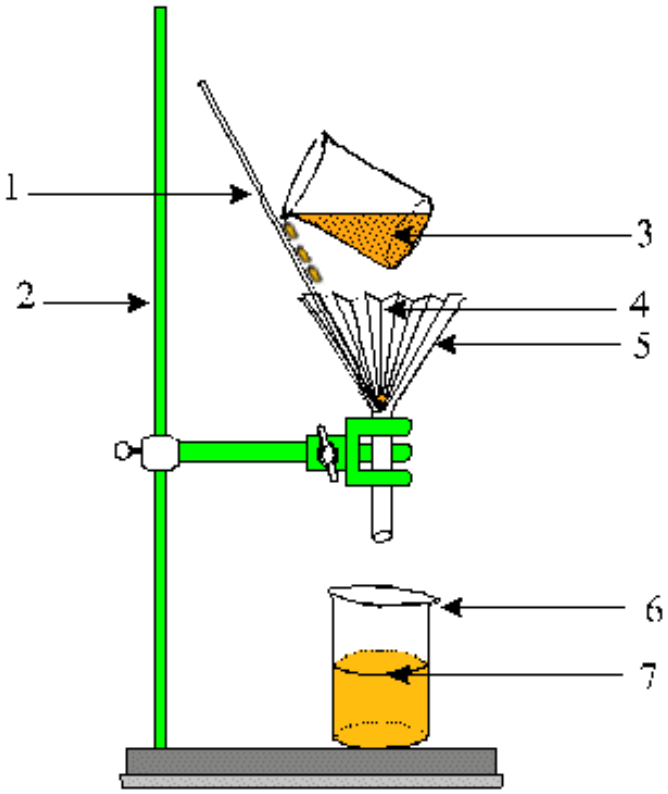


рис. 1 а) газовая горелка б) спиртовка

Задание:
1.1. Зарисуйте в тетради пламя спиртовки ( б ) и газовой горелки ( а )
1.2.Опишите пламя спиртовки.
1.3.Опишите особенности лучины. Объясните причину этих особенностей.
1.4. Зарисуйте рис 1 в тетрадь
1.5. Сравните по рисунку пламя газовой горелки и спиртовки, запишите сходство и отличие.
1.6. Какое пламя называют открытым?
1.7.Поясните все ли вещества можно нагревать на открытом огне.
7. Сделайте заключение, какая часть пламени является наиболее горячей.

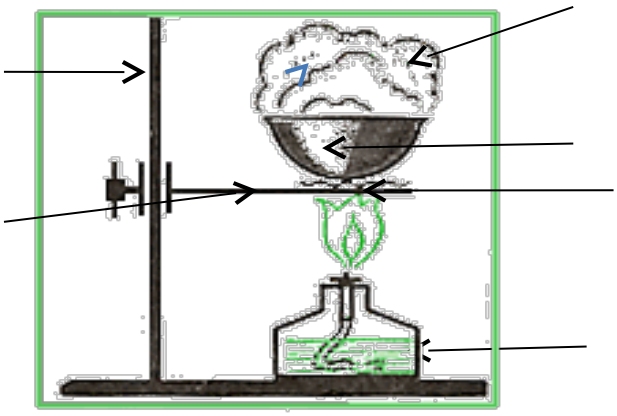
**Опыт 2. Фильтрование.**

*Правила фильтрования*: фильтр вкладывают в воронку. Кончик воронки должен касаться стенок сосуда для фильтрата. Фильтрат – это жидкость (газ), образующийся после фильтрования. Фильтруемую жидкость наливают в воронку по стеклянной палочке




*Задание:2. 1*. Приготовьте простой фильтр.
2.2.Приготовьте складчатый фильтр.
2.3.Профильтруйте выданную Вам жидкость.
2.4.Зарисуйте рис. 2 в тетрадь и подпишите все части прибора.
2.5Ответьте на вопросы
2.5.1Какой процесс называют фильтрованием?
2.5.2Какие материалы могут быть фильтрующими?
2.5.3Какие материалы не могут использоваться в качестве фильтра?
2.5.4.Что такое фильтрат?
2.5.5.Найдите ошибку на рис. 2., запишите ее и исправьте.

**Опыт № 3. Выпаривание.**



*Задание:* 3.1.Соберите прибор для выпаривания.
3.2.Проведите выпаривание полученного в опыте 2 фильтрата.

3.3. В тетради запишите основные правила выпаривания.
3.4.Зарисуйте прибор в тетрадь используемые в приборе принадлежности, посуду и растворы.

**Опыт № 4. Высушивание.**
*Задание:* Вещество, полученное в опыте 3, не обладает гигроскопичностью.
3.1. Предложите способ высушивания и высушите вещество.
3.2. Опишите опыт в тетрадь.
3.3. Сделайте рисунок.

**Опыт № 5. Прокаливание.**

*Задание:* Соберите прибор для прокаливания вещества. Прокалите высушенное вещество ( опыт № 4) в тиглях. Следите за изменениями, которые происходят в тигле для прокаливания.

**Задание1.** Нарисуйте в тетради модель аналитических весов. Подпишите основные детали. Заполните таблицу «Строение аналитических весов»

| № п\п | Название детали | Выполняемая функция |
|---|---|---|
| | | |

**Задание2.** Запишите основные правила взвешивания.
**Задание3.** Решите ситуационные задачи с пояснением:

3.1.На чашке весов находятся следующие разновесы: 10г,1г,1г,500мг,10мг, рейтер на втором малом делении после цифры 6. Определите массу взвешиваемого предмета.
3.2.В футляре отсутствуют разновески: 10г,5г,2г,1г 200мг,100мг,10мг, рейтер на третьем малом делении после нуля Определите массу взвешиваемого предмета.
3.3.На чашке весов находятся разновески: 500мг,200мг, 50 мг. Рейтер на нулевом делении шкалы. Определите массу взвешиваемого предмета.

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Дайте определение основным операциям: нагревание, фильтрование, выпаривание, высушивание, прокаливание.
2. Запишите в тетрадь основные правила выполнения нагревания, фильтрования, выпаривания, высушивания, прокаливания.
3. Чем аналитические весы отличаются от технических?
4. Для каких целей используют аналитические весы?
5. Как предохранить аналитические весы от пыли?

**6.Список рекомендованной литературы.**

Практикум по общей и неорганической химии: пособие для студентов вузов / В. И. Фролов, Т. М. Курохтина, З. Н. Дымова и др.; Под ред. Н.Н.Павлова, В. И. Фролова, - 2-е изд., перераб. И доп. – М. : Дрофа,2002. – 304с. :ил.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

**Инструкция**

**по лабораторной работе № 3**

**Тема:** Качественные реакции на органические соединения

**Цель работы:**
-повторить основные качественные реакции органических веществ,
-научиться решать экспериментальные задачи на распознавание органических веществ;
-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:** штатив с пробирками, спиртовка.
**Реактивы:** раствор $KMnO_4$(розовый), аммиачный раствор оксида серебра – реактив Толленса $[Ag(NH_3)_2]OH$ (упрощённо $+Ag_2O \xrightarrow{NH3 \quad раствор}$), раствор $FeCl_3$(светло-жёлтый), свежеосаждённый гидроксид меди (II) в сильнощелочной среде, лакмус, фенолфталеин, насыщенный раствор соли кальция.

**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!

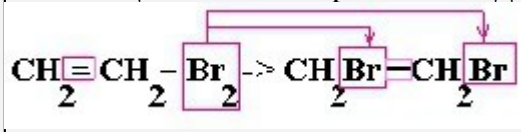
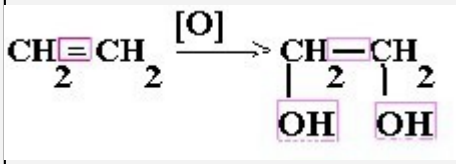
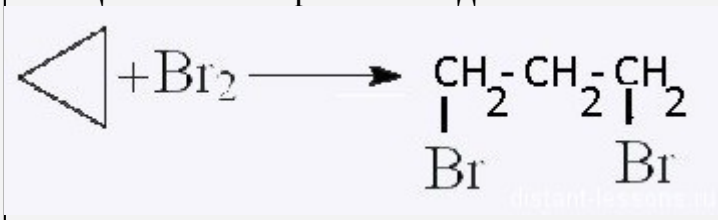
## 2.Опорные понятия теоретического материала

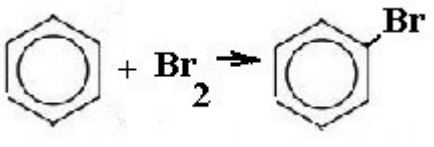
В качественном анализе используют легко выполнимые, характерные химические реакции, при которых наблюдается появление или исчезновение окрашивания, выделение или растворение осадка, образование газа и др. Реакции должны быть как можно более селективны и высокочувствительны.

Это означает, что качественные реакции — это реакции с ощутимым эффектом -цвет, запах, изменение состояния вещества. «Селективность» — означает, что желательно, чтобы такая реакция на данный класс веществ или на данное вещество была уникальна. Высокая чувствительность — даже очень небольшое количество вещества должно проявляться в такой реакции.

С уникальностью в органической химии немного проблематично, но тем не менее, есть достаточно много реакций для определения того или иного вещества.

Итак, классы органических соединений и соответствующие им качественные реакции:

| **Класс органических соединений** | **Качественные реакции** |
|---|---|
| Алканы | У алканов нет качественных реакций.<br>Их определяют методом исключения |
| Алкены | 1. Обесцвечивание бромной воды:<br>  <br>2. Изменение окраски раствора перманганата калия:<br>3CH2=CH2 + 2KMnO4 + 4H2O → 3C2H4(OH)2 + 2MnO2 + 2KOH<br>  |
| Циклоалканы | Обесцвечивание бромной воды:<br>  |
| Алкины | 1. Обесцвечивание бромной воды, |

| | |
|---|---|
| | 2. Образование ацетиленидов серебра и меди:<br>$CH{\equiv}CH + Br_2 \rightarrow CHBr{=}CHBr$<br>$CH{\equiv}CH + Ag_2O \rightarrow AgC{\equiv}CAg\downarrow$<br>белый осадок<br>$CH{\equiv}CH + CuO \rightarrow CuC{\equiv}CCu\downarrow$<br>красный осадок<br>3. Изменение окраски перманганата калия: (KMnO4 → MnO2)<br>C2H2 → HOOC-COOH |
| Алкадиены | Т.к. алкадиены содержат 2 двойные связи, то они так же как и алкены, обесцвечивают бромную воду |
| Арены | 1. Взаимодействие с бромом (в присутствии катализатора)<br>  <br>2. **реакция с аммиачным раствором цианида никеля (II).Выпадает осадок комплексного соединения бензоцианоаммината никеля Ni(CN)2NH3(C6H6).** |
| Спирты | Реакция с оксидом меди — в осадок выпадает медь:<br>$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + CuO \xrightarrow{t} CH_3\text{-}C(=O)H + Cu\downarrow + H_2O$ |
| Многоатомные спирты | С гидрокисдом меди (II) — Cu(OH)2 образуется комплекс синего цвета |
| Альдегиды | Реакция «серебряного зеркала» и реакция «медного зеркала»:<br>$R\text{-}C(=O)H + Ag_2O \rightarrow R\text{-}C(=O)OH + 2Ag\downarrow$<br>аммиачный раствор<br>$R\text{-}C(=O)H + Cu_2O \rightarrow R\text{-}C(=O)OH + 2Cu\downarrow$ |
| Кислоты органические | Дают окрашенные соли тяжелых металлов — см. таблицу растворимости |
| Амины | Качественных реакций нет (только анилин — имеет характерный запах) |

Как вы видите, все вещества, имеющие кратные связи (кратные=двойные и тройные), обесцвечивают бромную воду. Многие из них изменяют окраску

раствора перманганата калия. Поэтому эти вещества надо разделять по их индивидуальным, характерным только для них **качественным реакциям**.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

Оформить работу в виде отчетной таблицы.

***Отчетная таблица***

| ***Что делали*** | ***Что наблюдали*** | ***Уравнения реакций*** | ***Выводы*** |
|---|---|---|---|
| | | | |
| | | | |

***1.Распознавание уксусной кислоты*** *(уксусная кислота –одна из самых древних кислот ,которую удалось выделить и использовать человечеству. В организме человека за сутки образуется до 400 грамм этой кислоты)*

$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow$ $Cu(OH)_2 \downarrow$ + $Na_2SO_4$

голубой осадок

$2CH_3 – COOH + Cu(OH)_2 \rightarrow (CH_3 – COO)_2Cu + H_2O$

Получить свежеосажденный гидроксид меди. Прилить к нему 1 – 2 мл этанола. Голубой осадок растворяется, образуя раствор такого же цвета.

***2. Распознавание глюкозы***

$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow$ $Cu(OH)_2 \downarrow$ + $Na_2SO_4$

голубой осадок

$CH_2OH – (CHOH)_4 – CHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CH_2OH – (CHOH)_4 – COOH + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$

К 1 – 2 мл глюкозы прилить свежеосажденный гидроксид меди. Сначала осадок растворяется, затем при нагревании раствор приобретает окраску от красной до желто – оранжевой. Это свидетельствует о наличии в исследуемой жидкости глюкозы.

***3. Распознавание глицерина****(глицерин входит в состав мазей, в пищевой промышленности глицерин под кодом Е-422).*

$2CH_2OH – CHOH – CH_2OH + Cu(OH)_2 \rightarrow$ глицерат меди (II) + $2H_2O$

К 2 мл глицерина прилить свежеосажденный гидроксид меди. Раствор окрашивается в ярко – синий цвет в результате образования комплексного соединения глицерата меди (II).

**4. Распознавание сахарозы**. Сахар-сложное орган.в-во, содержащее много С. Чтобы доказать возьмем немного сахара и добавим к нему серную кислоту. Она забирает воду, получается свободный углерод(черное в-во) $C_{12}H_{22}O_{11}$-----серн.к-та----------$12C+11H_2O$

**5.Распознавание крахмала.** Капнем р-ром иода на картофель и белый хлеб. Если образуется синее пятно, то они содержат крахмал.

**6. Определение кислотности р-ров глицерина и мыла с помощью имеющихся индикаторов.**

(лакмус, фенолфталеин,метилоранж). Глицерин имеет слабокислую среду, а мыло-щелочную.

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

**5.Список рекомендованной литературы.**

Ерохин Ю.М., Фролов В.И. Сборник задач и упражнений по химии (с дидактическим материалом). М.: Высшая школа, 1998.

Лабораторные работы по органической химии / Под ред. О.Ф. Гинзбурга и А.Л. Петрова. М.: Высшая школа, 1974.

**6. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 4

**Тема:** Анализ качества пищевых продуктов. Обнаружение белка в исследуемой пробе

**Цель работы:**
-определить качество пищевых продуктов;
- исследовать предложенные пробы на содержание белка;
-формировать умения решать экспериментальные задачи прикладного характера на установление содержания белков в пищевых продуктах;
-установить межпредметные связи изучаемой теоретической основы с близкими, «домашними» проблемами;
-продолжить формирование ответственного, творческого отношения к выполнению заданий, точность, наблюдательность, настойчивость;
-воспитание позитивного отношения к ЗОЖ;
- воспитание толерантности, сотрудничества, самостоятельности;
-развивать умения переносить знания в новые условия;
-развивать умение проводить, наблюдать и описывать химический эксперимент;
-развивать мыслительные операции (анализ, синтез, установление причинно - следственных связей, выдвижение гипотезы, классификация, проведение аналогий, обобщение, умение доказывать, выделение главного);
-соблюдать аккуратность и чёткость в работе, ПТБ, работать по инструкции, поддерживать чистоту рабочего места, оформлять записи, осуществлять самоконтроль.

**Оборудование:** записать самостоятельно, предварительно прочитав работу.
**Реактивы:** записать самостоятельно, предварительно прочитав работу.

**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**

**Белки в продуктах питания** играют роль главного строительного материала для организма, без которого невозможна его жизнедеятельность, рост и восстановление клеток.

Как вы наверняка уже знаете, любой продукт состоит из белков, жиров и углеводов, и основной нашей задачей является умелое их сочетание в нашем ежедневном рационе.

Один из главных принципов здорового питания как раз и говорит о том, что пища должна быть сбалансированной, и содержать оптимальное количество белков, жиров и углеводов.

Белковая пища – один из важнейших компонентов рациона любого человека. При недостатке белков невозможен процесс расщепления жиров, в свою очередь сытный белковый продукт позволяет увеличить время усвоения углеводов, помогая поддерживать стабильный уровень сахара в крови и подавляя чувство голода.

Вспомнить: строение белка, качественные реакции на белок.

Оценка качества пищевых продуктов, определение микробиологической зараженности – очень ответственные и трудоемкие процессы. Подход к каждому образцу производится строго индивидуально.

Существует несколько типов исследования качества пищевой продукции:

- **органолептическое** – запах, вкус, цвет, мутность, температура, посторонние пленки, осадки;
- **физико-химическое** – качественный состав заявленной пробы, наличие примесей (как физических, так и химических);
- **микробиологическое** – определение наличия в исследуемой пробе посторонних микроорганизмов, инфекций (особенно важный тип исследований, рекомендованный Analytic Company для детского питания);
- **комплексное** – экспертиза на соответствие продукта определенном ГОСТ, ГОСТ Р, ТУ, СаНПин и другим нормам, устанавливающим критерии безопасности для человека.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Опыт №1.Определение качества пастеризации молока.**

Пастеризацией предусматривается уничтожение патогенных микроорганизмов, которые ухудшают качество молока. Содержание белка при этом не должно уменьшаться.

1.К 3 мл молока добавить 3 мл дистиллированной воды.

2.По каплям добавлять 0.1 Н раствор $H_2SO_4$ хлопьев казеина. Отфильтровать.

3. Фильтрат. Нагреть до кипения.

**КЛЮЧ. В сыром молоке вновь появляются хлопья казеина**.

4.Предположите степень пастеризации молока в исследуемых пробах.

5.Предположите причины фальсификации различных проб.

6. К полученной пробе добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Нагрейте. Желтое окрашивание свидельствует о наличии в белке ароматических колец.(ксантопротеиновая реакция).

**Опыт №2. Определение свежести молока**

К 3 мл 1% раствора фенола прилить 3 мл 1% раствора хлорида железа (III), отметить фиолетовое окрашивание, добавить 3 мл молока.

**КЛЮЧ. Скисшее молоко дает желто-зеленое окрашивание.**

Установите степень свежести, причины фальсификации разных проб.

**Опыт №3.Определение примеси в сметане.**

В химический стакан налить 10 мл горячей воды. В горячую воду поместить ложечку сметаны.

**КЛЮЧ. При наличии примеси (творога, кефира, крахмала) жир всплывет, а казеин осядет на дно.**
Зная, что в норме сметана не должна иметь осадка, предположите причины фальсификации разных проб.

**Опыт №4**. **Определение свежести мяса.**
**1.**Приготовить мясной бульон. (4 мл воды+кусочек мяса до кипения нагреть).
2. Отфильтровать в колбу, пользуясь воронкой.
3.Добавить 5 капель % $H_2SO_4$ и через несколько минут отметить результат.
**КЛЮЧ. В свежем бульоне раствор прозрачный, при сомнительной свежести раствор становится мутным, а у безусловно несвежего мяса желеобразный осадок с хлопьями.**
**Определите степень фальсификации пробы. Сравните несколько разных проб. Предположите причины различных результатов.**

**Опыт №5. Определение белка в предложенных продуктах.**
1В 3 пробирки налить 4 мл воды. В 1 добавить 0,5 бульонного кубика, во 2-ю кусочек мяса, в 3-ю кусочек сосиски. Прокипятить.
2.Отфильтровать.
3.В каждую пробирку добавить концентрированную $HNO_3$ по каплям и немного нагреть.
**КЛЮЧ. В растворе, в котором присутствует белок будет желтое окрашивание.**

**4.Вывод.** По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы о качестве проб.

**5.Список рекомендованной литературы.**
Лакиза, Н. В. Л 19 Анализ пищевых продуктов : [учеб. пособие] / Н. В. Лакиза, Л. К. Неудачина ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2015. — 188 с.
**6. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 5

**Тема:** Испытание растворов солей индикатором. Гидролиз солей.

**Цель работы:**

-освоить лабораторный способ определения реакции среды с помощью универсальной индикаторной бумаги;
-определять окраску индикаторов;
-закрепить умения писать уравнения гидролиза;
-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:** записать самостоятельно, предварительно прочитав работу.
**Реактивы:** хлорид алюминия, хлорид железа, сульфат меди, хлорид цинка, сульфат алюминия, карбонат калия, нитрат алюминия, хлорид калия, карбонат натрия, нитрат серебра

**Этапы проведения работы:**

**1. Инструктаж по технике безопасности**

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

При проведении опытов необходимо соблюдать правила противопожарной безопасности, т.к. этиловый спирт относится к легко воспламеняющимся веществам.

**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 кисло. Классификация электролитов приведена в таблице 1. Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются неэлектролитами.

*Таблица 1. 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 2.

*Таблица 2. 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)<br>$CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$<br>$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$<br>$Cu^{2+} + 2Cl^- + H^+ + OH^- \rightarrow CuOH^+ + H^+ + 2Cl^-$<br>*Выводы:* $[H^+] > [OH^-] \rightarrow pH < 7 \rightarrow$ среда раствора кислая → окраска индикаторов изменяется | 2. *Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты.* ($K_2C0_3$, $Na_2S$ — гидролиз по аниону)<br>$K_2C0_3 \rightarrow 2K^+ + C0_3^{2-}$<br>$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$<br>$2K^+ + C0_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightarrow HCO_3^- + 2K^+ + OH^-$<br>*Выводы:* $[H^+] < [OH^-] \rightarrow pH > 7 \rightarrow$ 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)<br>$Fe_2(C0_3)_3 \rightarrow 2Fe^{3+} + 3C0_3^{2-}$<br>$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$<br>$2Fe^{3+} + 3C0_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + C0_2 \uparrow + H_2O$<br>идёт до конца<br>*Выводы:* Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания. | 4. *Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты.* (гидролизу не подвергаются ($NaCl$, $K_2SO_4$, $Ba(N0_3)_2$).<br>$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$<br>$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$<br>$Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H^+ + OH$<br>*Выводы:* $[H^+] = [OH^-] \rightarrow pH = 7 \rightarrow$ среда раствора нейтральная →окраска индикаторов не изменяется |

## 3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

1.Универсальной индикаторной бумагой определите pH выданных солей: хлорида алюминия, хлорида железа, сульфата меди, хлорида цинка, сульфата алюминия, карбоната калия, нитрата алюминия, хлорида калия, карбоната натрия, нитрата серебра. Запишите их значения.

2. По таблице «Окраска индикаторов в различных средах» определите окраску индикаторов и реакцию среды.

3. Напишите уравнение гидролиза всех солей.

Работу оформить можно в виде таблицы.

| № п\п | Название соли, формула | Значение pH | Окраска лакмуса | Окраска фенолфталеина | Окраска метилоранжа | Уравнение гидролиза |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | | |

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

**5.Контрольные вопросы.**
1.Какой процесс называют гидролизом солей?
2. Опишите гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.
3. Опишите гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием.
4. Опишите гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием.
5. Опишите гидролиз соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой.

**6.Список рекомендованной литературы.**
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

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 6

**Тема:** Проведение опытов частных реакций катионов I группы (натрия, калия, аммония).

**Цель работы:**

-изучить характерные реакции наиболее распространенных катионов.

- изучить свойств катионов I аналитической группы.

-обнаружение иона $K^+$;

- обнаружение иона $Na^+$;

-обнаружение иона $NH_4^+$;

-выполнение анализа смеси катионов I группы;

-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:** газовая горелка, пробирки, стеклянные палочки, микроскоп, сушильный шкаф, держатель, спиртовка, фильтровальная бумага, индикаторная бумага, предметное стекло, индиговая призма или синее (кобальтовое) стекло, тигель (фарфоровая чашка), пипетки, водяная баня

**Реактивы:** исследуемый р-р: хлорид натрия – NaCl, уранилацетат $UO_2(CH_3COO)_2$, уранилацетат магния, соли калия, соли натрия, соли аммония, гексанитрокобальтит натрия, гидротартрат натрия, гидроксид натрия. гексагидроксиантимонат калия(V) – K[Sb(OH)6], кобальтинитрит натрия (гексанитрокобальтиат натрия) - $Na_3[Co(NO_2)_6]$, гидротартрат натрия – $NaHC_4H_4O_6$, хлорид калия – KCl, нитрат калия – $KNO_2$, уксусная кислота – $CH_3COOH$, соляная кислота – HCl, гидроксид натрия- NaOH, тройной нитрит натрия, свинца и меди (гексанитрокупрат натрия и свинца )– $Na_2Pb[Cu(NO_2)_6]$, платиновая , нихромовая или алюминиевая проволока, сульфат аммония - $(NH_4)SO_4$, хлорид аммония -$NH_4Cl$, нитрат аммония -$NH_4NO_3$, реактив Несслера -$K_2[HgJ_4]$ – щелочной р-р комплексной соли ртути, гидроксид калия – KOH, индикаторная бумага.

## Этапы проведения работы:

### 1. Инструктаж по технике безопасности

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

При проведении опытов необходимо соблюдать правила противопожарной безопасности, т.к. спирты относится к легко воспламеняющимся веществам.

### 2.Опорные понятия теоретического материала

К первой аналитической группе катионов относятся K+, Na+, NH4+. Катионы этой группы не имеют группового реактива. Соли этих катионов хорошо растворимы в воде. Это отличает катионы первой группы от других.

Катионы K+, Na+, NH4+ в растворе бесцветны и большинство соединений бесцветно, окрашенными являются соли, например, хроматы (CrO42- - желтая окраска), перманганаты (MnO4- - фиолетовая окраска). Гидроксиды калия KOH и натрия NaOH сильные щелочи, гидроксид аммония NH4OH слабое и неустойчивое основание, разлагается на аммиак NH3 и воду H2O, Аммонийные соли (NH4Cl, (NH4)2CO3 и др.) разлагаются и улетучиваются при прокаливании. Для катиона аммония NH4+ характерны специфические реакции и реактивы.

Катионы первой группы имеют большое значение в биохимических процессах. Гак, соединение катиона Na+ - поваренная соль - необходимая приправа к пище, а 0,9%-ный раствор хлорида натрия является физиологическим раствором, а также применяется как средство, предохраняющее от порчи многие пищевые продукты. Соли калия и натрия входят в состав важнейшего продукта питания - молока. Гидрокарбонат натрия NaHCO3 применяет в кондитерском и булочном производствах. Соли аммония и аммиак образуются при гниении белковых веществ, присутствие их в мясных полуфабрикатах говорил о несвежести продуктов.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Задание 1:** Проделать частные реакции катионов I группы (натрия, калия, аммония). Результаты работы оформлять в виде таблицы.

| Катион | Реактив | Уравнение реакции | Условия | Наблюдение | Выводы |
|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | |

Реакции катиона K+.
Реакция с гексанитрокобальтатом (III) натрия Na3[Co(NO2)6] - качественная реакция. Катион K с гексапитрокобальтатом (III) натрия образует кристаллический осадок комплексной соли гексапитрокобальтатом (II) калия-натрия желтого цвета:

$$2KCl + Na_3[Co(NO_2)_6] = K_2Na[Co(NO_2)_6]\downarrow + 2NaCl$$
$$2K^- + Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-} = K_2Na[Co(NO_2)_6]\downarrow$$

Реакцию не проводят в сильнокислой пли щелочной средах. Сильные кислоты разлагают комплексный ион
2[Co(NO2)6]3- + 10H+ = 2Co2+ + 5NO + 7NO2 + 5H2O
В щелочной среде выпадает осадок Co(OH)з бурого цвета
[Co(NO2)6]3- + 3OH- = Co(OH)3 v + 6NO2

Ион NH4+ мешает открытию иона K+, так как он с Na3[Co(NO2)6] дает осадок, сходный как по цвету, так и по форме с осадком, образуемым ионом калия.

Реакцию ведут в нейтральной среде или в присутствии разбавленной уксусной кислоты CH3COOH, предварительно удалив ионы NH4+ . Для проведения реакции следует применять свежеприготовленный раствор реактива, гак как при хранении он разлагается.

Проведение реакции:
В пробирку прилить 2-3 капли исследуемого раствора и столько же раствора реактива Na[Co(NO2)6]. Появление кристаллического осадка желтого цвета указывает па присутствие иона K+ Реакции катиона Na+.

Реакция с дигидроантимонатом калия KH2SbO4 (K[Sb(OH)6]) - качественная реакция.

Катион Na+ с дигидроантимонатом калия образует мелкокристаллический осадок белого цвета дигидроантимонатом натрия:

$$NaCI + KH_2SbO_4 = NaH_2SbO_4 \downarrow + KCl$$
$$Na^+ + H_2SbO_4^- = NaH_2SbO_4 \downarrow$$

Осадок NaH2SbO4 растворяется в горячен воде и частично в щелочах. В кислой среде реактив разлагается с образованием белого аморфного осадка метасурьмчной кислоты

$$H_2SbO_4^- + H^+ = HSbO_3 \downarrow + H_2O$$

Ионы NH4+ и Mg2+ мешают обнаружению Na+, так как дают осадки, схожие по цвету и по форме с осадком, образуемым ионом натрия.

Катион Na+ можно открыть только в нейтральной среде и на холоду. предварительно удалив ионы NH4+ и Mg2+.

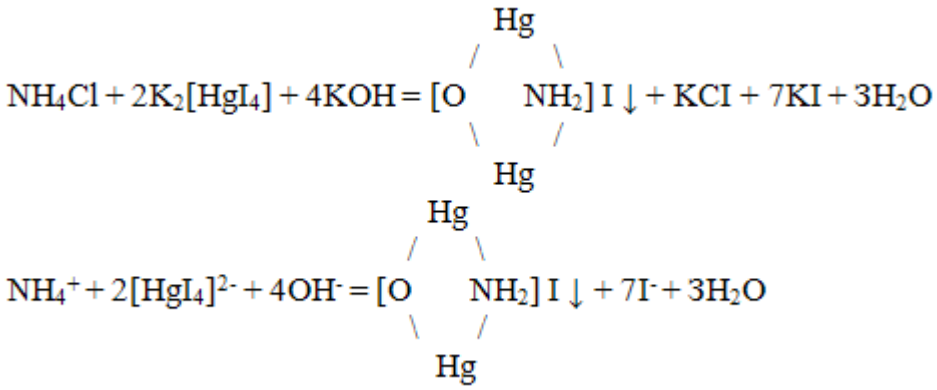
Проведение реакции.

К 4-5 каплям исследуемого раствора (pH 7,5 - 8) прилить 4-5 капель раствора KH2SbO4. Пробирку с испытуемым раствором поместить под струю холодной воды и потирать стеклянной палочкой по внутренней стенке пробирки. Выпадение белого кристаллического осадка свидетельствует о присутствии, иона Na+. Хлопьевидный осадок не может служить доказательством присутствия иона натрия, так как это может быть осадок мегасурьмяной кислоты, если среда кислая. NaH2SbO4 тяжелый кристаллический осадок. Он хороню оседает на дно пробирки.

Реакции катиона NH4+.

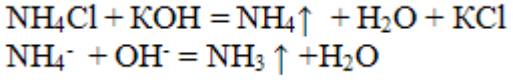
Реакция с реактивом Несслера K2(HgI4] + KOH качественная реакция (специфическая реакция).

Катион NH4+ с реактивом Несслсра образует осадок иодида оксидимеркураммония красно-бурого цвета



Проведение реакции: 1-2 капли исследуемого раствора помещают в пробирку и приливают 3-4 капли реактива Несслера. В присутствии нона NH4+ выпадает осадок красно-бурого цвета. Если количество соли аммония невелико (следы), осадок не образуется, по раствор окрашивается в желтый или бурый цвет.

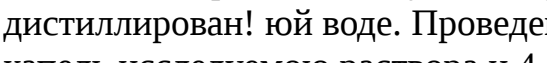
Реакция с сильными щелочами КОН и л и NaOH - специфическая реакция. Щелочи при нагревании из солей аммония вытесняют аммиак:



$$NH_4Cl + KOH = NH_4\uparrow + H_2O + KCl$$
$$NH_4^- + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$$

Присутствие аммиака мокло обнаружить по запаху аммиака тми посинению красной лакмусовой бумажки, предварительно смоченной в дистиллирован! юй воде. Проведение реакции: В пробирку помести IT 3-5 капель исследуемою раствора и 4-5 капель раствора елкой щелочи. Нагреть содержимое пробирки на водяной бане. К отверстию пробирки поднести влажную индикаторную бумажку. Посинение лакмусовой бумажки указывает на присутствие иона NH4+.

Реакция разложения солей аммония.
Соли аммония при высоких температурах полностью разлагаются (термическое разложение) с образованием летучих продуктов реакции:



$$NH_4Cl \xrightarrow{t} NH_3\uparrow + HCl\uparrow$$
$$(NH_4)_2CO_3 \xrightarrow{t} 2NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

Эта реакция используется для удаления ионов NH4+.
Проведение реакции: В фарфоровую чашку прилить несколько капель исследуемого раствора и выпарить досуха. Сухой остаток прокалить до полного прекращения выделения белого «дыма». После охлаждения смачить 3-5 каплями дистиллированной воды и проверить полноту удаления ионов NH4+ реактивом Несслера.

**Задание 2: Составить схему анализа смеси катионов 1 группы, используя текст методического пособия.**

**Анализ смеси катионов I группы.**
1. Обнаружение катионов аммония NH4+. В пробирку поместить 5 - 8 капель исследуемою раствора и 4 - 5 капель реактива Несслера. Выпадение красно-бурого осадка указываем на присутствие катионом NH4+, Открытие кантона NH4+ можно вести и щелочью К 3 - 4 каплям контрольного раствора добавить 4 - 5 капель раствора щелочи. Нагреть смесь па водяной бане. Выделение аммиака определить по запаху или потемнению окраски индикаторной бумажки, поднеся ее к отверстию пробирки. Если катион NH4+ отсутствует, то в отдельных порциях раствора открыть катионы K+ и Na+ (п. 3 и п.4).
2. Удаление катионов аммония NH4+. Если катион NH4+ присутствует, его необходимо перед обнаружением K+ и Na+ удавить. Для этого 15-20 капель исследуемого раствора поместить в фарфоровый тигель, выпарить на водяной бане досуха. Затем тигель с осадком смеси поставить па асбестированную сетку

и прокалить на огне до прекращения выделения белою дыма При прокаливании соли аммония разлагаются с выделением аммиака (см Реакцию разложения солей аммония) Проверить полноту удаления ионов NH4+. Крупинку сухого остатка стеклянной палочкой перенести в пробирку и растворить в капле дистиллированной воды, затем испытать реактивом Несслера. Если образуется красно-бурый осадок или раствор желтого цвета. прокаливание сухого остатка продолжить. Убедившись в полноте удаления катиона NH4+, сухой остаток растворить в воде, добавив в тигель 8 - 10 капель дистиллированной воды. В отдельных порциях полученного раствора открывать катионы K+ и Na+.
3. Обнаружение катионов K+. К порции исследуемого раствора добавить 5 - 8 капель гесканитрокобальтата (III) натрия Na3[Co(NO2)6] Выпадение осадка желтого цвета указывает на присутствие катионов K+.
4. Обнаружение катионов Na+. К порции исследуемого раствора добавить 5 - 6 капель раствора дигидроантимоната калия KH2SbO4 и потереть о стенки пробирки стеклянной палочкой под струей холодной воды. Выпадение белого кристаллического осадка указывает на присутствие катионов Na

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

**5.Контрольные вопросы.**
1. Чем отличается I группа катионов од других групп сульфидной классификации?
2. Почему перед обнаружением катионов Na+ необходимо из раствора удалить катионы NH4+ и Mg2+, если они и данном растворе присутствуют? Ответ подтвердите уравнениями реакций в молекулярной н ионной формах
3. Почему осаждение катиона Na+ дигидроантимонатом кадия проводится ив холоду и в нейтральной среде, а не в кислой и щелочной?
4. Каким реактивом и при каких условиях молено открыть катион K+? Напишите уравнения реакции взаимодействия фосфата калия с этим реактивом в молекулярной и ионной формах.
5. Какие реакции используют для обнаружения иона NH4+? Какие из них являются специфическими? Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
6. Как можно удалить катион NH4+ из анализируемого раствора? Напишите соответствующее уравнение реакции.
7. Как проверить полноту удаления иона NH4+?
8. Укажите порядок обнаружения катионов I группы в смеси.

**6.Список рекомендованной литературы.**
Аналитическая химия: учеб. для студ. учреждений сред.проф. образования/Ю.М.Глубоков, В.А.Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А.Ищенко – М.: Издтельский центр «Академия», 2011г.
Харитонов Ю.Я., Григорьева В.Ю. Аналитическая химия.Пактикум.- М.:ГЭОТАР-Медиа, 2007- 304с.
Хаханина Т.И. Аналитическая химия: учебник и практикум для СПО– М.: Издтельство Юрайт, 2016г.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 7

**Тема:** Проведение опытов частных реакций катионов II группы (бария, кальция, магния).

**Цель работы:**

-изучить характерные реакции наиболее распространенных катионов.

- изучить свойств катионов II аналитической группы.

-обнаружение иона $Mg^{2+}$;
- обнаружение иона Ca2+;
-обнаружение иона Ba2+:
-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:** пипетка, пробирки, газовая горелка, водяная баня
**Реактивы:** хлорид магния – $MgCl_2$ , гидроксид калия – KOH, водный раствор аммиака, гидрофосфат натрия – $Na_2HPO_4$, соли бария, стронция, кальция, бихромат калия - $K_2CrO_4$, ацетат натрия, платиновая петля, оксалат аммония

## Этапы проведения работы:

### 1. Инструктаж по технике безопасности

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

При проведении опытов необходимо соблюдать правила противопожарной безопасности, т.к. этиловый спирт относится к легко воспламеняющимся веществам.

### 2.Опорные понятия теоретического материала

Ко второй аналитической группе катионов относятся ионы Ba2+, Ca2+, Mg2+.Элементы этих катионов находятся во II группе главной подгруппе ПСХЭ. Гидроксиды бария Ba(OH)2 и кальция Ca(OH)2 хорошо растворяются в воде, образуя щелочи. Гидроксид магния проявляет свойства слабого основания. Отличительной особенностью катионов второй группы от первой группы является то, что они образуют нерастворимые в воде карбонаты. Эти осадки хорошо растворимы в сильных кислотах HCl, HNO3 (кроме H2SO4) и в слабой уксусной кислоте CH3COOH.

Следовательно, карбонат аммония (NH4)2CO3 может, быть групповым реактивом катионов второй группы только в нейтральной или в слобо-щелочной среде. Сульфиты катионов второй группы хорошо растворимы в воде. Этим они отличаются от катионов третьей и четвертой групп, сульфиды которых нерастворимы в воде. Сульфат магния MgSO4 в воде растворим, сульфат кальция CaSO4 мало растворим, сульфат бария BaSO4 нерастворим в воде и сильных кислотах. Кислые соли катионов второй группы растворимы в воде. Катионы второй группы устойчивы к действию окислителей и восстановителей.

Катионы Ba2+ и Ca2+ бесцветны. Их летучие соединения окрашивают пламя газовой горелки в характерные цвета.

Катионы Ca2+ и Mg2+ содержатся в молоке. В сыром молоке среднее содержание кальция 0,12%. Молоко в продуктах питания определяют по содержанию кальция. Реактивы катионов второй группы: хромат калия K2CrO4, оксалат аммония (NH4)2CO3, серная кислота H2SO4 - применяются при анализе продуктов питания.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Задание1:** Проделать частные реакции катионов И группы (бария, кальция, магния). Результаты работы оформить в виде таблицы.

| Катион | Реактив | Уравнение реакции | Условия | Наблюдение | Выводы |
|---|---|---|---|---|---|

Реакции катиона Ca2+.
Реакция с карбонатом аммония (NH4)2CO3
Катион Ca2+ с групповым реактивом (NH4)2CO3 образует белый аморфный осадок карбоната кальция, при нагревании переходящий в крупнокристаллический:

$$CaCl_2 + (NH_4)_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NH_4ClC$$
$$Ca^{2+} - CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$$

Для более полного осаждения катиона Ca2+ реакцию следует проводить в аммиачной среде. Осадок CaCOз растворим и разбавленных соляной, азотной и уксусной кислотах:

$$CaCO_3 + 2HCI - CaCl_2 - H_2O + CO_2\uparrow$$
$$CaCO_3 + 2CH_3COOH = (CH_3COO)_2Ca + H_2O + CO_2\uparrow$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли кальция и 1-2 капли раствора гидроксида аммония NH4OH. Пробирку со смесью нагреть на водяной бане, после чего в пробирку прибавить 2-3 капли карбоната аммония (NH4)2CO3. Наблюдать выпадение осадка. Осадок разделить на две части, к одной части добавить раствор соляной кислоты, а к другой раствор уксусной кислоты. Наблюдать растворение осадка в обеих пробирках. Реакция с о к с а л а т о м аммония (NH4)2C204 - качественная реакция.

Катион Ca2' с океадатом аммония (NH4)2C2O4 образует белый кристаллический осадок оксалата кальция:

$$CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \sim CaC_2O_4\downarrow + 2NH_4Cl$$
$$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} = CaC_2O_4\downarrow$$

Реакция осаждения Ca2+ используется при определении полноты вложения молока в супах Осадок растворим в сильных кислотах и нерастворим в уксусной кислоте (даже при нагревании па водяной бане):

$$CaC_2O_4 + 2HC1 = H_2C_2O_4 + CaC1_2$$

Проведений реакции:

В пробирку налить 2-3 капли раствора соли кальция и столько же раствора оксалата аммония (NH4)2C2O4. Наблюдать выпадение осадка. Осадок разделить на две части, к одной части прилить раствор соляной кислоты, а к другой - раствор уксусной кислоты. Наблюдать растворение осадка только в соляной кислоте.

Реакции катиона Ba2+.

Реакция с карбонатом а м м о и и я (NH4)2CO3.

Катион Ba2+ с групповым реактивом (NH4)2CO3 образует белый аморфный осадок карбонат бария, при нагревании переходящий в крупнокристаллический:

$$BaC1_2 + (NH_4)_2CO_3 - BaCO_3\downarrow + 2MH_4C1$$
$$Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3\downarrow$$

Для более полного осаждения катиона Ba реакцию следует проводить в аммиачной среде. Осадок BaCO3 растворим в разбавленных сильных кислотах (кроме H2SO4) и слабой уксусной:

$$BaCO_3 + 2HC1 = BaC1_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$
$$BaCO_3 + 2CH_3COOH = Ba(CH_3COO)_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Проведение реакции:

В пробирку налить 2-3 капли раствора соли бария, 1-2 капли раствора гидроксида аммония NH4OH. Пробирку со смесью нагреть па водяной бане, после чет в пробирку прилить 2-3 капли раствора карбоната аммония (NH4)2CO3 Наблюдать выпадение осадка белого цвета. Осадок разделить на две части, к одной части добавить раствор соляной кислоты, а к другой - раствор уксусной кислоты. Наблюдать растворение осадка в обеих пробирках.

Реакция с хроматом калия K2CrO4 - качественная реакция.

Катион Ba2+ с реактивом K2CrO4 образует осадок хромат бария желтого цвета:

$$BaC1_2 + K_2Cr0_4 = BaCrO_4\downarrow + 2KC1$$
$$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} - BaCrO_4\downarrow$$

Другие катионы второй группы с хроматом калия осадка не дают. Катионы Ba2+ можно обнаружить и исследуемом растворе хроматом калия только в нейтральной или слабокислой среде, так как и сильных кислотах осадок BaCrO4 растворяется

$$BaCrO_4 + 2HC1 = BaC1_2 + H_2CrO_4$$

Проведение реакции:

В пробирку прилили 2-3 капли раствора соли бария и столько же раствора хромата калия K2CrO4. Наблюдать выпадение осадка желтого цвета. Осадок разделить на две части, к одной части осадка добавить раствор соляной кислоты» к другой раствор уксусной кислоты. Наблюдать растворение осадка в соляной кислоте.

Реакция с серной к и с л о т о и H2SO4 (или растворимыми сульфатами).

Катион Ba2+ образует с серной кислотой H2SO4 или с ее растворимыми солями Na3SO4, K2SO4, (NH4)SO4 белый кристаллический осадок сульфат бария:

$$BaC1_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HC1$$
$$Ba^{2+} + S0_4^{2-} = BaS0_4\downarrow$$

Осадок BaSO4 нерастворим ни в кислотах, пи в щелочах Проведение реакции: В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли бария и I-2 капли раствора серной кислоты или раствора соли серной кислоты. Наблюдать выпадение осадка белого цвета.

Реакции катиона Mg2+.

Реакция с щелочами NaOH или КОИ.

Катион Mg2 с сильными щелочами образует аморфный осадок гидроксида магния белого цвета:

$$MgC1_2 + 2KOH = Mg(OH)_2\downarrow + 2KC1$$
$$Mg^{2+} + 2OH = Mg(OH)_2\downarrow$$

Осадок гидроксида магния Mg(OH)2 растворим в раст ворах аммонийных солей, сильных и слабых кислотах

$$Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl = MgC1_2 + 2NH_4OH$$
$$Mg(OH)_2 + 2HCI = MgC1_2 + 2H_2O$$
$$Mg(OH)_2 + 2CH_3COOH = Mg(CH_3COO)_2 + 2H_2O$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли магния и столько же раствора сильной щелочи NaOH или KOH. Наблюдать выпадение осадка. Осадок разделить па три части. К первой части добавить раствор соли аммония NH4CI, ко второй - раствор соляной кислоты, к третьей раствор уксусной кислоты. Наблюдать растворение осадков.

Реакция с гидрофосфатом натрия Na2HPO4 - качественная реакция. Катион Mg2+ в присутствии гидроксида аммония образует белый кристаллический осадок двойной соли фосфат магния-аммония:

$$MgCI_2 + Na_2HPO_4 + NH_4OH = MgNH4PO_4\downarrow + 2NaC1 + H_2O$$
$$Mg^{2+} + HPO4^{2-} + NH_4OH = MgNH_4PO_4 + H_2O\downarrow$$

При осаждении MgNH4PO4 следует добавлять небольшой избыток раствора соли аммония NH4CI, чтобы не образовался аморфный осадок Mg(OH)2.

Катионы Ca2+ и Ba2+ мешают обнаружению катиона Mg2+ , так как образуют осадки схожие по цвету и по форме с осадком, образуемым катионом Mg2+.

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли магния и столько же раствора хлорида аммония NH4Cl затем 3-5 капель раствора гидрофосфата натрия Na2HPO4. Тщательно перемешать содержимое и добавить водили раствор аммиака NH4OH до щелочной реакции Наблюдать выпадение осадка белого цвета.

**Задание2:** Составить схему анализа смеси катионов II группы, используя текст методического пособия. Анализ смеси катионов II группы.

Катион Ba2+ мешает Открытию катионов Ca2+ и Mg2+. Катион Ba2+ может быть открыт и отделен специфическим реактивом хроматом калия K2CrO4. Катион Ca2+ мешает открытию катиона Mg2+. Отделить катион Ca2+ от Mg2+ можно оксалатом аммония (NH4)2C2O4. Анализ смеси катионов второй группы проводят, используя групповой реактив.

1. Открытие катиона Ba2+. К 2 - 3 каплям исследуемого раствора добавить 1 - 2 капли раствора хромата калия K2CrO4. Выпадение кристаллического осадка желтого цвета указывает на присутствие ионов Ba2+.
2. Отделение катионов Ba2+ н Ca2+ от ионов Mg2+. В пробирку прилить 2 мл исследуемого раствора, прибавить по каплям раствор гидроксида аммония NH4OH до слабой щелочной среды, 5-6 капель раствора члорнда аммония NH4CI. Смесь нагреть на водяной бане. Затем к смеси при помешивании добавлять раствор карбоната аммония (NH4)2CO3 до тех пор, пока не прекратится выпадение осадка. Смесь нагревать в течение 8 - 10 минут. Образуется кристаллический осадок. Дать смеси отстоятся. Проверить полноту осаждения катионов Ba2+ и Ca2+. Для этого осторожно, не взмучивая осадка, по стенке пробирки добавить 1 - 2 капли раствора группового реактива (NH4)2CO3. Если раствор не мутнеет, то осаждение полное. Если наблюдается помутнение раствора, то к раствору добавить 2 - 3 капли раствора (NH4)2CO3 содержимое перемешать, поместить на водяную баню и снова проверить на полноту осаждения. Добившись полного осаждения, отделить раствор от осадка фильтрованием Раствор (2) содержит катион Mg2+, а в осадке (1) BaCO3 и CaCO3.
3. Исследование осадка (I). Осадок промыть дистиллированной водой. В воронку с осадком прилить горячей воды 11ромывную воду отбросить, а осадок растворить. К осадку добавить 8 - 10 капель 15%-ной уксусной кислоты CH3COOH и при перемешивании подогреть содержимое на водяной бане до полного растворения осадка. Если катион Ba2+ был обнаружен в предварительных испытаниях, его необходимо удалить. К полученному раствору (3) добавить 5 - 6 капель ацетата натрия CH3COONa и 5 -6 капель хромата калия K2rC4. Содержимое пробирки нагреть. Осадок от раствора отделить фильтрованием. В растворе (4) открывать катион Ca2+.
4. Открытие катиона Ca2+. К 2 - 3 каплям раствора (4) добавить 2 - 3 капли раствора оксалата аммония (NH4)C2O4. Выпадение осадка белого цвета указывает на присутствие катиона Ca2+.
5. Открытие катиона Mg2+. К 3 - 4 каплям раствора (2) добавить 2 - 3 капли раствора хлорида аммония NH4C1. затем 3 - 5 капель гидрофосфата натрия Na2HPO4 и добавить водный раствор аммиака NH4OH до щелочной реакции. Выпадение осадка белого цвета указывает на присутствие катиона Mg2+.

**4.Вывод.** По проделанной работе составьте отчет (обосновать уравнениями химических реакций достоверность результатов анализа) и сделайте выводы.

**5.Контрольные вопросы.**

1. Чем вторая аналитическая группа отличается от первой группы?
2. Какое положение в ПСХЭ занимают металлы, образующие катионы второй аналитической группы, и как это отражается на их свойствах?
3. Для чего при осаждении катионов второй группы групповым реактивом (NH4)2CO3 добавляют гилроксид аммония NH4OH и хлорид аммония NH4C1?

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.
Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.
Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 8

**Тема:** Анализ смеси катионов I и II групп.

**Цель работы:**

-формирование умений проводить анализ смеси катионов I и II аналитических групп;
-уметь проводить анализ смеси катионов, составлять молекулярные и ионные уравнения химических реакций;
-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:** пипетки, пробирки, газовая горелка, водяная баня, центрифуга
**Реактивы:** испытуемый раствор («задача»), хромат калия или бихромат калия - $K_2CrO_4$, оксалат аммония ($(NH_4)_2C_2O_4$)

**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(**см. к лабораторным 6 и7.)
**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Задание:** Выполнить анализ смеси катионов I и II групп, результаты представить в виде таблицы:

| № | ОПЕРАЦИЯ | РЕАКТИВ | НАБЛЮДЕНИЯ | ВЫВОД |
|---|---|---|---|---|
| 1 | Открытие катиона NH. | Реактив Несслра | Выпадение красно-бурого осадка | Присутствуют катионы NH. |
| | | | | |

Записать уравнения реакций взаимодействия обнаруженных ионов с качественными реактивами в молекулярном и ионном видах.
ВЫВОД: В контрольном растворе №_____обнаружено присутствие катионов_____.

**Выполнение анализа:**

В работе могут находиться катионы Na+, K+, NH4, Mg2+, Ba2+, Ca2+. Для анализа взять 1 - 2 мл анализируемого раствора. Оставшуюся часть раствора сохранить на случай повторного анализа или отдельных его частей.
1. Предварительные испытания. Предварительные испытания проводят с отдельными порциями анализируемого раствора.
а) Проба на присутствие катионов аммония NH4: к 1-2 каплям анализируемого раствора прибавить 3-4 капли реактива Несслера. В присутствии катионов

NH4+ образуется красно-бурый осадок (при очень малых количествах катиона NH/ раствор окрашивается в желто-бурый цвет).
б) Проба на присутствие катионов II группы (Ba2+, Ca2+): к 3 - 5 каплям анализируемого раствора прибавить водный раствор аммиака NH4OH (до щелочной реакции), 2-3 капли раствора хлорида аммония NH4CI и 3 - 5 капель раствора карбоната аммония (NH4)2CO3. Выпадение белого осадка указывает на присутствие катионов II группы (может быть из них один катион). При отсутствии осадка белого цвета анализ упрощается и проводится по п. 5 - 9.
2. Осаждение катионов II группы.

Если катионы II группы в анализируемом растворе обнаружены, то к 1 мл анализируемого раствора прибавить по каплям водный раствор аммиака NH4OH (до щелочной реакции) и 5 - 6 капель раствора хлорида аммония NH4C1. Образование в растворе незначительного помутнения можно не принимать во внимание. Пробирку со смесью нагреть на водяной бане до 50 - 60 ° С и к горячему раствору по каплям добавить 1 - 2 мл раствора карбоната аммония (NH4)2CO3. Выпавшему осадку дать отстояться.
3. Проба на полноту осаждения II группы катионов.

В прозрачную жидкость осторожно ввести по стенкам пробирки несколько капель раствора карбоната аммония (NH4)2CO3. Если жидкость останется прозрачной, значит достигнуто полное осаждение катионов II группы. Если же появится осадок или помутнение, смесь нагреть до кипения и прибавить 8-10 капель (NH4)2CO3, перемешать, нагреть и осадку дать отстояться. Снова проверить на полноту осаждения катионов II группы.
4. Отделение осадка катионов II группы от катионов I группы.

Убедившись в полноте осаждения катионов II группы, осадок отфильтровать. В осадке останутся BaCO3 ,CaOO3 (может быть один из них), в растворе – K+, Na+ , Mg2+, NH4+. Катион NH4+ присутствует, если даже он не был обнаружен в исследуемом растворе (см. п. 1а)% так как его ввели с групповым реактивом II группы (NH4)2CO3, с NH4OH и NH4Cl.
Анализ раствора на содержание катионов I группы, кроме NH4+
5. Удаление катионов аммонии NH4+ .
Если катион NH4+ присутствует, его необходимо перед обнаружением K+ и Na+ удалить. Для этого 15 - 20 капель исследуемого раствора поместить в фарфоровый тигель, выпарить на водяной бане досуха. Затем тигель с осадком смеси поставить на асбестнро-ванную сетку и прокалить па огне до прекращения выделения белою дыма. При прокаливании соли аммония разлагаются с выделением аммиака.

Проверить полноту удаления ионов NH4+. Крупинку сухого остатка стеклянной палочкой перенести в пробирку и растворить в кайле дистиллированной воды, затем испытать реактивом Несслера.

Если образуется красно-бурый осадок или раствор желтого цвета, прокаливание сухого остатка продолжить. Убедившись в полноте удаления катиона NH4+, тигель охладить, сухой остаток растворить в воде, добавив в тигель 8 - 10 капель дистиллированной воды.

Если раствор получился мутным, значит при выпаривании и прокаливании образовался нерастворимый в воде осадок основного хлорида

магния MgOHC1. Тогда в этот раствор добавить 5 6 капель уксусной кислоты CH3COOH, перемешивают стеклянной палочкой. Прозрачный раствор перенести в пробирку, а затем в отдельных порциях полученного раствора открыть катионы K+ и Na+.

6. Обнаружение катионов магнии Mg2+.

Параллельно с удалением N11д определить присутствие катионов Mg2+ в растворе. Для этого к 5 —8 каплям анализируемого раствора прибавить 2 3 капли хлорида аммония NH3Cl, но каплям (до pH = 0) водный раствор аммиака NH4OH и 5-8 капель раствора гидрофосфата натрия Na2HPO4. Появление белого кристаллического осадка указывает па присутствие Mg2+. Если Mg2+ не обнаружен, можно переходить к открытию Na+ его характерным реактивом из отдельных проб раствора, полученного после удаления катионов аммония NH4+ (п. 9).

7. Обнаружение катионов калия K+.

Для этого к порции раствора, из которого предварительно удалили NH4+ добавить 5-8 капель раствора гекеанитрокобальтата (III) натрия Na3[Co(NO2)6]. Выпадение осадка желтого цвета указывает на присутствие катионов K+.

8. Отделение катионов магния Mg+. Для отделения Mg2+ (если он был обнаружен в п. 6) к 0.5 мл раствора, из которого удален NIL» , прибавить раствор KOH до сильношелочной реакции Полученную смесь отфильтровать. Осадок отбросить, а фильтрат оставить для обнаружения в нем катионов Na+.

9. Обнаружение катионов Na+.

Фильтрат, полученный после удаления Mg2+. необходимо нейтрализовать, добавив 5 - 6 капель раствора соляной кислоты HO (до pH = 7). К полученному нейтральному раствору прилить 5-6 капель раствора дигндроантимоната калия KH2SbO4 и потереть о стенки пробирки стеклянной палочкой под струей холодной воды. Выделение белого кристаллического осадка указывает на присутствие Na+. Анализ осадка катионов II группы.

10. Растворение карбонатов катионов II группы. К осадку карбонатов II группы (фильтр оставить в воронке) по каплям добавить раствор уксусной кислоты CH3COOH Полученный раствор содержит ацетаты катионов Ba2+ и Ca2+ (может быть одни из них).

11. Обнаружение катионов барин Ba2+.

К 5 - 8 каплям уксуснокислого раствора (п. 10) добавить 3-5 капель хромата калия K2CrO4. Выпадение желтого осадка указываем на присутствие катионов Ba2+, Если осадок не выпадает (катионы Ba2+ отсутствуют), расгвор нужно исследовать по п. 13.

12. Отделение катионов барии Ba2+.

Если катионы Ba2+ обнаружены, к оставшейся части раствора в пробирке (п. 11) по каплям добавить раствор K2CrO4 до тех пор, пока жидкость над осадком не приобретет оранжевую окраску (оранжевая окраска раствора указывает на избыток хромата калия). Смесь отфильтровать. Осадок отбросить, а в фильтрате обнаружить катионы кальция Ca2+.

13. Обнаружение катионов кальция Ca2+.

К раствору, оставшемуся после отделения катионов Ba2+ (п. 12), добавить 8 - 10 капель раствора оксалата аммония

$(NH_4)_2C_2O_4$

и 3-5 капель раствора уксусной кислоты СН3СООН. смесь нагреть на водяной бане. Выпадение осадка белого цвета указывает на присутствие катионов Са2+

**Отчёт:** обосновать уравнениями химических реакций достоверность результатов анализа

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Перечислите катионы, входящие в I и II группы.
2. Чем отличаются катионы I группы от катионов II группы?
3. Укажите последовательность открытия катионов I и II групп из смеси.
4. Какой анализ называют систематическим?
5. Какой анализ называют дробным?
6. Что называют специфическим реактивом и реакцией?
7. Какую группу ионов называют аналитической?
8. Какой реактив называют групповым? Для чего он используется?

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.
Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.
Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 9

**Тема:** Проведение опытов частных реакций катионов III группы (алюминия, цинка, хрома, марганца, железа).

**Цель работы:**

-формирование умений проводить анализ катионов III аналитической группы
-изучить свойства катионов III аналитической группы.
-обнаруживать катионы $Al^{3+}$, $Cr^{3+}$, $Fe^{3+}$, $Mn^{2+}$, $Zn^{2+}$;
-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, пипетки, спиртовка, держатель, предметное стекло, микроскоп
**Реактивы:** сульфид аммония – $(NH_4)_2S$ , соли алюминия, железа, хрома, марганца, цинка, гидроксид калия(натрия), гидроокись аммония – $NH_4OH$, хлорид аммония – $NH_4Cl$, тетраборат натрия (бура) - $Na_2B_4O_7$, перекись водорода – $H_2O_2$, гидрофосфат натрия, ализарин, карбонат калия (натрия) – $K_2CO_3$, жёлтая кровяная соль – $K_4[Fe(CN)_6]$, красная кровяная соль – $K_3[Fe(CN)_6]$, роданид калия (аммония) – KSCN ($NH_4SCN$), двуокись свинца - $PbO_2$, соляная кислота –HCl, азотная кислота - $HNO_3$, серная кислота – $H_2SO4$, реактив Чугаева – диметилглиоксим- $C_4H_8N_2O_2$

**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**

К III аналитической группе катионов относятся ионы металлов: Al, Cr, Fe, Mn , Zn, и других. От катионов I и II групп катионы этой группы отличаются тем, что их сульфиды нерастворимы в воде, но растворяются в разбавленных кислотах (или разлагаются водой с образованием растворимых в кислотах гидроокисей).

Групповой реагент III группы – сульфид аммония $(NH_4)_2S$ .

**Необходимо помнить! $H_2S$ весьма ядовит! Все работы с сероводородом и сульфидом аммония следует проводить в хорошо действующем вытяжном шкафу в специально предназначенной для этих целей «сероводородной» комнате.**

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Задание 1:** Проделать частные реакции катионов III группы (алюминия, цинка, хрома, марганца, железа). Результаты работы оформлять в виде таблицы:

| Катион | Реактив | Уравнение реакции | Условия | Наблюдение | Выводы |
|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | |

Реакции катиона А13+.

Реакция с групповым реактивом - сульфидом аммония (NH4)2S.

Групповой реактив осаждает катион А13+ в виде гидроксида:

$$2AlCl_3 + 3(NH_4)_2S + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6NH_4Cl$$

$$2A1^{3+} + 3S^{2-} + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

Осадок гидроксида алюминия растворим в разбавленных кислотах Проведение реакции: В пробирку прилить 2-3 капли соли алюминия и добавить 3-4 капли свежеприготовленного раствора сульфида аммония (NH4)2S. Наблюдать выпадение осадка белого цвета.

В пробирку с осадком прилить 5-6 капель раствора соляной кислоты НС1. Наблюдать растворение осадка. Реакция с щелочами NaOH или КОН.

Катион А13+ с гидроксидом натрия или калия образует амфотерный осадок - гидроксид алюминия:

$$AlCl_3 + 3KOH \rightarrow Al(OH)3\downarrow + 3KCl$$
$$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)3\downarrow$$

Гидроксид алюминия обладает амфотерными свойствами, растворяется в кислотах, проявляя при этом свойства основания

$$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$

и свойства слабой кислоты, взаимодействуя со щелочами

$$Al(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6]$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 4-5 капель соли алюминия, затем 1-2 капли раствора гидроксида калия КОН или натрия NaOH. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. Полученный осадок разделить на две части, к одной части прилить раствор соляной кислоты HCl, а к другой избыток щелочи. Наблюдать растворение осадка в обеих пробирках. Реакция с гидроксидом аммония NH4OH.

Катион А13+ с гидроксидом аммония образует белый осадок гидроксида алюминия, нерастворимый в избытке гидроксида аммония:

$$AlCl_3 + 3KOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3KCl$$
$$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 3-4 капли раствора соли алюминия и 2-3 капли раствора гидроксида аммония NH4OH. Наблюдать выпадение осадка белого

цвета. Испытать осадок на избыток раствора гидроксида аммония, добавив ещё 5-6 капель раствора NH4OH.

Реакция с ализарином - качественная реакция.

Ализарин с катионом Al3+ образует соль красного цвета «алюминиевый лак», нерастворимую в уксусной кислоте. Реакцию следует выполнять в слабокислом растворе при pH 4,2 - 4,6. Ионы Fe3+, Zn2+,Cr3+ мешают выполнению реакции, так как тоже образуют окрашенные «лаки».

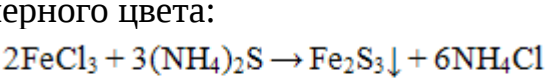
Проведение реакции:

К нескольким каплям соли алюминия прибавшь раствор гидроксида калия KOH или натрия NaOH до сильнощелочной среды. К раствору прибавить 1-2 капли спиртового раствора ализарина. Жидкость окрасится в фиолетовый цвет. Внесите в нее по каплям раствор уксусной кислоты CH3COOH до кислой реакции pH 4,2 - 4,6. Наблюдать окрашивание раствора красного цвета.

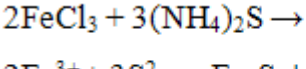
Реакции катиона Fe3+.

Реакция с групповым реактивом - сульфидом аммония (NH4)2S.

Групповой реактив осаждает катион Fe3+ в виде сульфида железа (III) черного цвета:



$$2FeCl_3 + 3(NH_4)_2S \rightarrow Fe_2S_3\downarrow + 6NH_4Cl$$



$$2Fe^{3+} + 3S^{2-} \rightarrow Fe_2S_3\downarrow$$

Осадок сульфида железа (III) растворяется в разбавленных кислотах

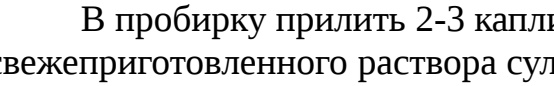


$$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2S\uparrow$$

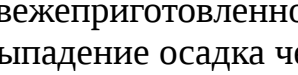
Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли соли железа (III) и добавить 3-4 капли свежеприготовленного раствора сульфида аммония (NH4)2. Наблюдать выпадение осадка черного цвета. В пробирку с осадком прилить 5-6 капель раствора соляной кислоты HCI. Наблюдать растворение осадка. Реакция с щелочами КОИ или NaOH.

Катион Fe3+ с щелочами образует осадок гидроксида железа (III) красно-бурого цвета:

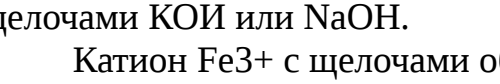


$$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$



$$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$

Осадок гидроксида железа (III) растворим только в кислотах



$$Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли соли железа (III) и добавить 3-4 капли раствора гидроксида калия KOH или натрия NaOH. Наблюдать выпадение осадка красно-бурого цвета. Осадок разделить на две части, к одной части добавить раствор соляной кислоты HCl а к другой - раствор щелочи. В пробирке с кислотой наблюдать растворение осадка Реакция с роданидом аммония NH4SCN - качественная реакция, специфическая реакция.

Катион Fe3+ с роданидом аммония NH4SCN образует роданид железа (III) Fe(SCN)3, который окрашивает раствор в кроваво-красный цвет

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$$

$$Fe^{3+} + 3SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_3$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 3-4 капли раствора соли железа (III), добавить каплю раствора роданида аммония NH4SCN. Наблюдать образование раствора кроваво - красной окраски.

Реакция с гексацианоферратом (II) калия (желтая кровавая соль) K4[Fe(CN)6] - качественная реакция, специфическая реакция.

Катион Fe с гексацианоферратом (II) калия K4[Fe(CN)6] образует в кислой среде осадок темно-синего цвета «берлинская лазурь»:

$$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow + 12KCl$$

$$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли железа (III), добавить 1-2 капли раствора соляной кислоты HCI и 1-2 кайли раствора гексацианоферрата (II) калия K 4[Fe(CN)6]. Наблюдать выпадение осадка темно-синего цвета.

Реакции катиона Zn2+.

Реакция с групповым реактивом - сульфидом аммония (NH4)2S.

Групповой реактив осаждает катионы Zn2+ в виде сульфида цинка белого цвета

$$ZnCl_2 + (NH_4)_2S \rightarrow ZnS\downarrow + 2NH_4Cl$$

$$Zn^{2+} + S^{2-} \rightarrow ZnS\downarrow$$

Осадок сульфида цинка растворим в разбавленных кислотах

$$ZnS + 2HCl \rightarrow ZnCl2 + H2S$$

Проведение реакции: II пробирку прилить 2 - 3 капли соли ципка и добавить 3 - 4 капли жеприготовленного раствора сульфида аммония (NH4)2S. Наблюдать выпадение осадка белою цвета. В пробирку с осадком прилить 5 - 6 капель раствора соляной кислоты HCI. Наблюдать растворение осадка. Реакция с щелочами KOH или NaOH.

Катион Zn2+ с щелочами образует осадок гидроксида цинка белого цвета:

$$ZnCl_2 + KOH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

$$Zn^{2+} + 2OH^{2-} \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow$$

Гидроксид цинка обладает амфотерными свойствами, растворяясь в кислоте

$$Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$$

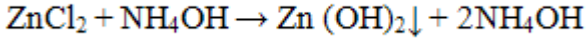
и в избытке щелочи, проявляя свойства слабой кислоты

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$

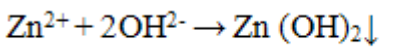
Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли соли цинка и добавить 1-2 капли раствора гидроксида калия KOH или натрия NaOH. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. Осадок разделить на две части, к одной части прилить 5-6 капель раствора соляной кислоты НО, а к другой - 5-6 капель раствора щелочи Наблюдать растворение осадка в обеих пробирках. Реакция с гидроксидом аммония NH4OH.

Катион Zn2+ с гидрокендом аммония дает осадок гидроксида цинка белого цвета:

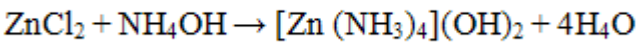


$$ZnCl_2 + NH_4OH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2NH_4OH$$



$$Zn^{2+} + 2OH^{2-} \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow$$

Осадок гидроксида цинка растворяется в избытке гидроксида аммония NH.,OI I с образованием компелксного иона [Zn(NH3)4]2+



$$ZnCl_2 + NH_4OH \rightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_4O$$

Проведение реакции:

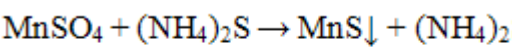
В пробирку прилить 2-3 капли соли цинка и добавить 1 - 2 капли раствора гидроксида аммония NH4OH. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. В пробирку с осадком прилить 5-6 капель раствора гидроксида аммония. Наблюдать растворение осадка Реакция с дитизоном - качественная реакция.

Раствор дитпзона с катионами Zn2+ образует внутрикомплскcную соль малиново-красною цвета.

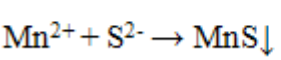
Проведение реакции:

На полоску фильтровальной бумаги капнуть 1 - 2 капли раствора днтизона и 1 - 2 капли соли цинка. Наблюдать появление красного пятна на зеленом фоне. Реакции катиона Mn2+.

Реакция с групповым реактивом - сульфидом аммония (NH4)2S Групповой реактив осаждает катионы Mn2+ в виде сульфида марганца телесного цвета:

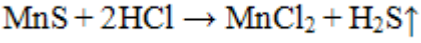


$$MnSO_4 + (NH_4)_2S \rightarrow MnS\downarrow + (NH_4)_2SO_4$$



$$Mn^{2+} + S^{2-} \rightarrow MnS\downarrow$$

Осадок сульфида марганца растворяется в разбавленных кислотах



$$MnS + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2S\uparrow$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2 - 3 капли соли марганца и добавить 3-4 капли свежеприготовленного раствора сульфида аммония (NH4)2S. Наблюдать выпадение осадка телесного цвета. В пробирку с осадком прилить 5-6 капель раствора соляной кислоты HCI, Наблюдать растворение осадка. Реакция с щелочами KOH или NaOH.

Катион Мп2+ с щелочами образует гндроксид марганца белого цвета» который на воздухе окисляется, изменяя свою окраску до желто-бурого цвета:

$MnSO_4 + 2KOH \rightarrow Mn(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$

$2Mn(OH)_2 + O_2 \rightarrow 2H_2MnO_3$

$2 \mid Mn^{+2} - 2e \rightarrow Mn^{+4}$ восстановитель, окисление

$\mid O2^{0} + 4e \rightarrow 2O^{-2}$ окислитель, восстановление

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2-3 капли соли марганца и добавить 2-3 капли раствора гидроксида калия KOH или натрия NaOH. Наблюдать выпадение осадка белого цвета, который туг же начнет менять свою окраску на желто-бурую.

Реакция окисления кат и она Mn2+ до Mn7+ - качественная реакция, специфическая реакция.

Эта реакция используется для открытия катиона Mn2+. Окисление катиона Mn2+ можно производить висмутатом натрия NaBiO3 в присутствии избытка концентрированной азотной кислоты. Цвет раствора изменяется от бесцветного до фиолетово-красного:

$2MnSO_4 + 5NaBiO_3 + 16HNO_3 \rightarrow 2HMnO_4 + 5Bi(NO_3)_3 +$

$+ 2Na_2SO_4 + NaNO_3 + 7H_2O$

$2 \mid Mn^{+2} - 5e \rightarrow Mn$ восстановитель, окисление

$5 \mid Bi^{+5} - 2e \rightarrow Bi^{+3}$ окислитель, восстановление

Проведение реакции:

В пробирку прилги, 2 - 3 капли раствора соли марганце (II) и 5 - 6 капель раствора конц. азотной кислоты HNO3, затем бросить кристаллы висмутата натрия NaBiO3. Смесь перемешать и дать отстояться. Наблюдать изменение окраски раствора от розовой до фиолетово-красной.

Реакции катиона Cr3+.

Реакция с групповым реактивом - сульфидом аммония (NH4)2S.

Групповой реактив осаждает катионы Cr3+ в виде гидроксида хрома (III) серо-зеленого цвета:

$2CrCl_3 + 3(NH_4)_2S + 6H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6NH_4Cl$

$2Cr^{3+} + 3S^{2-} + 6H2O \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$

Осадок гидроксида хрома (III) обладает амфотерными свойствами и растворяется в кислотах и щелочах.

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2 - 3 капли соли хрома (III) и добавить 3 - 4 капли свежеприготовленного раствора сульфида аммония (NH4)2S. Наблюдать выпадение осадка серо-зеленого цвета. В пробирку с осадком прилить S-6 капель раствора соляной кислоты HCl. Наблюдать растворение осадка.

Реакция с щелочами KOH пли NaOH.

Катион Cr3+ с шеломами образует серо-зеленый осадок гидроксида хрома (III):

$CrCl_3 + 3KOH \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow + 3KCl$

$Cr^{3+} + 3OH \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow$

Гидроксид хрома (III) обладает амфотерными свойствами, растворяясь в кислотах и щелочах

$Cr(OH)_3 + 3HC1 \rightarrow CrCl_3 + 3H_3O$

$Cr(OH)_3 + 3KOH \rightarrow K_3[Cr(OH)_6]$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2 - 3 капли соли хрома (III) и добавить 1 - 2 капли раствора гидроксида калия KOH или натрия NaOH. Наблюдать выпадение осадка серо-зеленого цвета. Осадок разделить на дне части, к одной части добавить раствор соляной кислоты ИСК а к другой - раствор щелочи. Наблюдать растворение осадка в обеих пробирках.

Реакция окисления катиона Cr3+ до Cr6+ - качественная реакция, специфическая реакция.

Катионы Cr3+ окисляются сильными окислителями в кислой среде до дихромат-ионов Cr2O7 2-. В щелочной среде можно применять более слабые окислители и окислить Cr3+ до хромат-ионов CrC4 2-. При окислении Cr3+ в кислой среде в качестве окислителей применяют перманганат калия KMnO4, персульфат аммония (NH4)S2O8 и др. При окислении Cr3+ в щелочной среде используют хлорную или бромную воду (Cl2, Bl2), пероксид водорода H2O2 и др. Окисление сопровождается изменением окраски раствора от зеленого до желтого цвета.

$2CrCl_3 + 3H_2O2 + 10KOH \rightarrow 2K_2CrO_4 + 6KCl + 8H_2O$

$2 \mid Cr^{+3} - 3e \rightarrow Cr$ восстановитель, окисление

$3 \mid 2O^{-1} + 2e \rightarrow 2O^{-2}$ окислитель, восстановление

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2 - 3 капли соли хрома (III), добавить кристаллы сухой щелочи (KOH или NaOH) и 3 - 5 капель раствора пероксида водорода H2O2. Смесь кипятить до перехода зеленой окраски раствора в желтую. Полученную смесь разделить на две части, Первую часть использовать для идентификации хромат-иона CrO4 2- добавив 1 - 2 капли раствора хлорида бария BaCl2. Наблюдать образование осадка желтого цвета. Вторую часть использовать в следующем опыте. Реакция с бензндином - качественная реакция.

Хромат-ион CrO4 2- окисляет беизидин до бензндиновой сини. При выполнении реакции должны отсутствовать другие окислители.

Проведение реакции:

На фильтровальную бумагу капнуть 1 - 2 капли раствора бензидиа и в центр пятна капнуть раствор, оставшийся после окисления катиона Cr3+ до Cr6+ Наблюдать появление синего пятна.

Задание 2: Составить схему анализа смеси катионов III группы

**Отчёт:** обосновать уравнениями химических реакций достоверность

результатов анализа

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Что называют амфотерностью?
2. Какие катионы третьей Группы ЯВЛЯЮТСЯ амфотерными? Напишите уравнения реакций, подтверждающие амфотерные свойства названных вами катионов?
3. Напишите уравнение реакции взоимодействия хромата калия с хлоридом бария. Уравнение реакции запишите в молекулярном и ионном видах.
4. Определите степени окисления химических элементов в следующих веществах

$H_2S$, $K_3Cr_2O_7$, $H_2SO_4$, $K_2SO_3$, $KMnO_4$, $KNO_3$, $HClO_3$, $NaNO_2$.

5. Какие из указанных процессов представляют собой окисление, а какие - восстановление:

$I_2^{\circ} \rightarrow 2I^{1}$; $N^{+5} \rightarrow N^{-3}$; $Pb^{+4} \rightarrow Pb^{+2}$; $S^{-2} \rightarrow S0$;

$Mn^{+2} \rightarrow Mn^{+7}$; $2Br^{-1} \rightarrow Br_2^{\circ}$.

6. Уравняйте следующие окислительно-восстановительпые реакции методом электронного баланса.

а) $CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + S + H_20$;

б) $I_2 + Na_2SO3 + H_2O \rightarrow HI - Na_2SO_4$;

в) $Cl_2 + I_2 + H_2O \rightarrow HC1 + HIO_3$;

г) $NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$.

**6.Список рекомендованной литературы.**

Аналитическая химия: учеб. для студ. учреждений сред.проф. образования/Ю.М.Глубоков, В.А.Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А.Ищенко – М.: Издтельский центр «Академия», 2011г.

Харитонов Ю.Я., Григорьева В.Ю. Аналитическая химия.Пактикум.- М.:ГЭОТАР-Медиа, 2007- 304с.

Хаханина Т.И. Аналитическая химия: учебник и практикум для СПО– М.: Издтельство Юрайт, 2016г.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе № 10

**Тема:** Проведение опытов частных реакций анионов I, II, III групп.

**Цель работы:**
-формирование первоначальных навыков проводить анализ смеси анионов I,II и III аналитических групп;
-уметь проводить анализ смеси анионов I,II и III аналитических групп, составлять молекулярные и ионные уравнения химических реакций;
-обнаруживать анионы I,II и III аналитических групп;
-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, пипетки, спиртовка, держатель, предметное стекло.
**Реактивы:** записать самостоятельно, предварительно прочитав работу.

### 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**

Классификация анионов на аналитические группы:

| № | Анионы | Групповая характеристика | Групповой реактив | Получаемые соединения |
|---|---|---|---|---|
| 1 | $SO_4^{2-}$, $SO_3^{2-}$, $S_2O_3^{2-}$, $CO_3^{2-}$, $PO_4^{3-}$ | Бариевые соли мало растворимы в воде, но, кроме сульфата бария, растворимы в разбавленных кислотах. | $BaCl_2$ 0.5 н раствор в нейтральной или слабощелочной среде. | $BaSO_4$↓, $BaSO_3$↓, $BaS_2O_3$↓, $BaCO_3$↓, $BaSiO_3$↓ $BaHPO_4$↓ осадки белого цвета |
| 2 | $Cl^-$, $Br^-$, $I^-$, $S^{2-}$ | Серебряные соли не растворимы в воде и в разбавленной азотной кислоте. | $AgNO_3$ 0,1% раствор в присутствии $HNO_3$ | AgCl↓ - белый, AgI↓ -бледно-желтый, AgBr↓ - желтый, $Ag_2S$↓- черный |
| 3 | $NO_3^-$, $NO_2^-$ | Соли хорошо растворимы в воде. | ——— | ——— |

Первая аналитическая группа анионов:SO42-, SO32-. S2O32-, CO32-, SiO32-, PO43-

Все анионы первой группы образуют соли бария, нерастворимые в воде, но растворимые в разбавленных кислотах ( за исключением сульфата бария).Поэтому групповым реактивом первой группы является хлорид бария в нейтральном или слабо щелочном растворе. Серебряные соли, образуемые анионами 1 группы, в отличие от 2 группы растворимы в разбавленных кислотах, а сульфат серебра даже в воде.

Большинство солей серной кислоты хорошо растворяется в воде. К нерастворимым относятся только сульфаты бария, стронция, кальция, свинца. Сульфит-ион в растворе неустойчив и постепенно окисляется до сульфат-иона. К растворимым тиосульфатам относятся соли щелочных металлов, стронция, цинка, кадмия. Из средних солей угольной кислоты растворимы только карбонаты натрия, кадмия и аммония. Соли фосфорной кислоты в основном в воде нерастворимы. Исключение составляют фосфаты щелочных металлов и аммония и дигидрофосфаты щелочноземельных металлов. Все фосфаты растворяются в минеральных кислотах, а многие (кроме фосфатов железа и аммония) также в уксусной кислоте. Из силикатов растворимы в воде лишь соли щелочных металлов метакремниевой кислоты, которые называются "растворимыми стеклами". Водные растворы этих солей вследствие гидролиза имеют сильно щелочную реакцию. Часть нерастворимых силикатов разлагается минеральными кислотами с образованием свободных кремниевых кислот. Все анионы первой группы в растворах бесцвет.

Объектами качественного анализа на присутствие анионов 1 группы являются почвы, природные воды, растения, биологические жидкости.
Реакции анионов первой группы:

| Реактивы | Анионы | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | $SO_4^{2-}$ | $SO_3^{2-}$ | $S_2O_3^{2-}$ | $CO_3^{2-}$ | $PO_4^{3-}$ | $SiO_3^{2-}$ |
| $BrCl_2$ в нейтральной среде | ↓$BaS0_4$ белый | ↓$BaSO_3$ белый | ↓$BaS_2O_3$ | ↓$BaCO_2$ белый | ↓$BaHPO_4$ белый | ↓$BaSiO_3$ белый |
| Отношение бариевых солей к HC↓ | Не растворяется | Раствор. ↑$SO_2$ | Растворяет-ся $S0_2$+S↓ | Раствор. ↑$C0_2$ | Растворяет-ся | Разлагается $H_2SiO_3$(гель) |
| $AgNO_3$ | ↓$Ag_2SO_4$ белый | ↓$Ag_2SO_3$ белый | ↓$Ag_2S_2O_3$ белый | ↓$Ag_2CO_3$ белый | ↓$Ag_3P0_4$ желтый | ↓$Ag_2SiO_3$ желтый |
| Кислоты | ——— | ↑$SO_2$ | ↑$SO_2$+S↑ | ——— | ——— | $H_2SiO_3$ белый |
| Магнезиальные смеси | ——— | ——— | ——— | ——— | ↓$MgNH_4PO_4$ | ↓$MgSiO_3$ белый |
| Молибденовая жидкость | ——— | ——— | ——— | ——— | ↓ $(NH_4)_2PO_4$ •$12MoO_3$•6H | ↓$(NH_4)_2SiO_3$, $12MoO_3$•6H |
| Окислители | ——— | Обесцвеч | Обесцвеч | ——— | ——— | ——— |
| Соли аммония | ——— | ——— | ——— | ——— | ——— | $H_2SiO_3$(гель) |
| $SrCl_2$ | ——— | ↓$SrSO_3$ | ——— | ——— | ——— | ——— |
| Фуксин | ——— | Обесцв. | ——— | ——— | ——— | ——— |

Анионы второй аналитической группы: Cl-, Br-, I-, S2-

Большинство солей, образуемых анионами второй группы, растворимы в воде.

Исключение составляют соли серебра, ртути и свинца. Групповой реактив на вторую группу анионов - нитрат серебра в присутствии азотной кислоты, который образует с анионами второй группы серебряные соли, не растворимые в воде и, в отличие от анионов первой группы, не растворимые в разбавленной азотной кислоте.

Хлорид бария, групповой реактив анионов первой группы, анионы второй группы не осаждает. Все анионы второй группы бесцветны.

Хлорид - ионы всегда присутствуют в почвах и в природных водах. Количество хлорид-ионов в питьевой воде не должно превышать 40мг на 1 литр. Многие хлориды используются в качестве удобрений: хлорид аммония и калия, сильвинит (KCI•NaCI) каинит (KCI•MgSO4•3H2O). Хлорид натрия (поваренная соль) обязательный компонент рациона человека и животных, является активатором многих пищеварительных ферментов. Соляная кислота, содержащаяся в желудочном соке млекопитающих, участвует в процессе переваривания белков, активируя фермент пепсин. Хлориды бария и ртути (II) применяют как сельскохозяйственные яды. Иодид-ионы содержатся в питьевой воде и продуктах питания и играют огромную роль в процессах жизнедеятельности. Большое количество йода накапливается в щитовидной железе, секретирующей йод¬содержащие гормоны. Бромиды используются в медицине как средства, успокаивающие центральную нервную систему. Сероводород образуется при разложении белковых соединений. Он очень ядовит, его вдыхание может вызвать потерю сознания и паралич дыхательного центра. Поэтому все работы с сероводородом проводятся под тягой.

Реакции анионов второй группы:

| Реактивы | Анионы | | | |
|---|---|---|---|---|
| | $Cl^-$ | $Br^-$ | $I^-$ | $S^{2-}$ |
| $AgNO_3$ в присутствии $HNO_3$ | $AgCl\downarrow$ -белый | $AgBr\downarrow$- светло-желтый | $AgI\downarrow$ - желтый | $Ag_2S\downarrow$ черный |
| Отношение соли серебра к $HNO_3$ | Растворяется с образованием $[Ag(NH_3)_2]Cl$ | Растворяется с образованием | Не растворяется | Не растворяется |
| Сильные окислители ($K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$, $MnO_2$) | $Cl_2\uparrow$ | $Br_2\uparrow$ | $I_2\downarrow$ | $S\downarrow$ |
| Хлорная вода (в присутствии бензола) | ——— | $Br_2$ - бурая окраска | $I_2$ - фиолетовая окраска | ——— |
| $NaNO_2$ или $KNO_2$ | ——— | ——— | $I_2\downarrow$ | ——— |
| $Pb(CH_3COO)_2$ | ——— | ——— | $PbI_2\downarrow$ - желтый | ——— |
| $K_4[Fe(CN)_6]+HNO_3+AgNO_3$ | $Ag_3[Fe(CN)_6]\downarrow$ бурый | ——— | ——— | ——— |
| $CdCO_3$ | ——— | ——— | ——— | $CdS\downarrow$ - желтый |
| Фуксинсернистая кислота | ——— | Сине-фиолет. | ——— | ——— |
| $Na_2[Fe(CN)_5NO]$ | ——— | ——— | ——— | $Na_4[Fe(CN)_5NO]$ |
| $H_2SO_4$ или HCl | ——— | ——— | ——— | $H_2S\uparrow$ |

Анионы третьей аналитической группы: NO3-, NO2-

Соли анионов третьей аналитической группы, включая бариевые и серебряные, хорошо растворимы в воде. Поэтому группового реактива на анионы этой группы нет. Для открытия нитрат- и нитрит-ионов применяют не реакции осаждения, а окислительно-восстановительные реакции, в которых эти анионы выступают как активные окислители. Нитраты образуются в большом количестве в природе в результате нитрификации, т.е. процесса биологического превращения аммиака в окисленные неорганические соединения. Этот процесс происходит в почве и воде и осуществляется бактериями - нитрификаторами. Промежуточным продуктом химических реакций окисления аммиака являются нитриты, а конечным - нитраты. В результате этого нитраты всегда содержатся в природных водах. Предельно допустимое содержание нитратов в питьевой воде составляет 20 мг/л. Содержание нитритов в питьевой воде вообще не допустимо. Однако в результате применения больших количеств аммонийных удобрений происходит накопление и нитратов и нитритов в почвах, водах и продукции растениеводства. Кроме того, нитраты широко используются в консервной и мясоперерабатывающей промышленности в качестве добавок, сохраняющих цвет продукции. Токсическое действие нитратов и нитритов обусловлено блокадой железа в железосодержащих дыхательных ферментах, что приводит к острой гипоксии тканей и может закончиться летально. Поэтому овощи, фрукты, колбасы, копчености, консервы мясные и плодоовощные подлежат обязательному анализу на содержание нитратов и нитритов.

Реакции анионов 3 группы:

| Реактивы | Анионы | |
|---|---|---|
| | $NO_3^{2-}$ | $NO^{2-}$ |
| $FeSO_4$ в кислой среде | $[Fe(NO)SO_4]$ бурое кольцо | $[Fe(NO)SO_4]$ бурое кольцо |
| Дифениламин | Синее окраш. р-ра | Синее окраш. р-ра |
| Антипирин | Нитроантипирин: ярко-красный раствор. | Нитрозоантипирин: ярко-зеленый раствор |
| Cu+ $H_2SO_4$ | $NO_2$ бурый | ——— |
| $H_2SO_4$,HCl разбавленные | ——— | $NO_2$↑бурый |
| KJ + $H_2SO_4$ | ——— | $J_2$ |
| $KMnO_4$ + $H_2SO_4$ | ——— | Обесцвечивание |
| р.Грисса | ——— | Красное окрашивание |

## 3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

**Задание 1:** Проделать частные реакции анионов I, II, III групп. Результаты работы оформить в виде таблицы:

| Группа | Анионы | Групповой реактив | Характеристика группы |
|---|---|---|---|
| I | SO4 2-; SO3 2-; CO3 2-; S2O3 2- | BaCl2 в нейтр. слабощелочном растворе | BaSO4;BaSO3;BaS2O3; BaCO3 нерастворимы в воде, но растворяются в разб. кислотах (исключение составляет BaSO4) |
| II | Cl-; S2-; I- | AgNO3 в присутствии азотной кислоты | AgCl; $Ag_2S$; AgI нерастворимы в воде и в разб. азотной кислоте |
| III | NO2 -; NO3 - | – | Ba(NO2)2; Ba($NO_3$)2; $AgNO_3$; AgNO2 растворимы в воде |

Реакции анионов первой аналитической группы: SO4 2-, SO3 2-, S2O3 2-, CO3 2-. Реакции сульфат - иона SO4 2-. Реакция с хлоридом бария BaCl2. Хлорид бария BaCl2 с сульфат - ионами SO4 2- образует кристаллический осадок сульфат бария BaSO4 белого цвета, нерастворимый в кислотах и щелочах:

| Анион | Реактив | Уравнение реакции | Условия | Наблюдение | Выводы |
|---|---|---|---|---|---|

Проведение реакции:

В пробирку прилить2 - 3 капли раствора сульфата натрия Na2SO4 и хлорида бария BaCl. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. Осадок разделить на две части, к одной части добавить 2-3 капли раствора серной кислоты H2SO4, а к Другой - столько же раствора соляной кислоты HCl. Осадок не растворяется.

Реакции сульфит-иона SO3 2-.

Сернистая кислота H2SO3 существует только в водном растворе. Она нестойкая и разлагается на воду и оксид серы (IV). Сернистая кислота образует два типа солей: сульфиты и гидросульфиты (HSO3 -). Сернистая кислота и её соли - сильные восстановители и слабые окислители.

Реакция с хлоридом бария BaC12.

Хлорид бария BaC12 с сульфит- ионами SO3 2- образует кристаллический осадок сульфит бария BaSO3 белою цвета:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$SO^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO\downarrow$$

Осадок сульфита бария растворяется в соляной и азотной кислотах с выделением оксида серы (IV), обладающего характерным запахом:

$$Na_2SO_3 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$SO_3{}^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO_3$$

Проведение реакции:

К 2 - 3 каплям раствора сульфита натрия Na2SO3 прилить столько же раствора хлорида бария BaC12. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. Осадок разделить на две части, к одной части добавить раствор соляной кислоты HCl, а к другой раствор азотной кислоты HNO3. Наблюдать растворение осадка в обеих пробирках.

Реакция с кислотами. Кислоты разлагают все сульфиты с выделением оксида серы (IV):

$$BaSO_3 + 2HC1 \rightarrow BaCl_2 + SO_2\uparrow + H_2O$$

Выделяющийся оксид серы (IV) обесцвечивает растворы йода или перманганата калия, например:

$$Na_2SO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + SO_2\uparrow + H_2O$$

$$SO_3{}^{2-} + 2H^+ \rightarrow SO_2\uparrow + H_2O$$

Эта реакция используется для определения общего количества SO? о сыром очищенном, сульфитированом картофеле.

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2 - 3 капли раствора йода и добавить раствор крахмала. Наблюдать окрашивание раствора йода в синий цвет. К смеси прилить 2 - 3 капли раствора сульфита натрия Na2SO3 и 2 - 3 капли раствора соляной кислоты. Исчезновение синей окраски указывает на присутствие оксида серы (IV) SO2. Реакция с окислителями (йод или перманганат калия). Сульфит - ионы обесцвечивают раствор йода и перманганата калия. Реакции протекают в кислой среде. Реакции протекают по уравнениям:

$$SO_2 + I + 2H_2O \rightarrow 2HI + H_2SO_4$$

Проведение реакции:

В одну пробирку прилить 1 - 2 кайли раствора перманганата калия KMnO4, прибавить 3 - 4 капли раствора серной кислоты ll2S04 и по каплям

раствор сульфита натрия Na2SO3 до обесцвечивания реакционной смеси. В другую пробирку прилить 1 - 2 капли раствора йода I2, каплю раствора крахмала и по каплям прибавлять раствора сульфита натрия Na2SO3 до обесцвечивания реакционной смеси.

Реакции тиосульфат — иона S2O3 2-. Тиосерная кислота H2S2O3 неустойчива, разлагается на оксид серы (IV), серу и воду:

$$5Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

$$5SO3^{2-} + 2MnO_4^{-} + 6H+ \rightarrow 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2-} + 3H_2O$$

$$Na_2SO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 2HI$$

$$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2I^-$$

Разлагается даже в разбавленных водных растворах. Соли тиосерной кислоты - тиосульфаты - более устойчивы и являются более сильными восстановителями.

Реакция с хлоридом бария BaC12. Тиосульфат - ионы с хлоридом бария BaC12 образуют белый осадок тиосульфата бария BaS2O3. Осадок образуется только в избытке хлорида бария:

$$H_2S_2O3 \leftrightarrow H_2O + S\downarrow + SO_2\uparrow$$

Осадок тиосульфата бария растворяется при нагревании в минеральных кислотах с выделением серы:

$$Na_2S_2O_3 + BaCl_2 \rightarrow BaS_2O_3\downarrow + 2NaCl$$

$$S_2O_3^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaS_2O_3\downarrow$$

Проведение реакции:

К 2 - 3 каплям раствора тиосульфата натрия Na2S203 прилить столько же капель раствора хлорида бария BaCl2. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. К осадку добавить 2 - 3 капли раствора соляной кислоты HCl. Наблюдать растворение осадка.

Реакция с кислотами. Минеральные кислоты разлагают тиосульфаты, при этом выделяются в виде осадка бледно-желтого цвета и оксид серы (IV);

$$BaS_2O_3 + 2HCl \rightarrow BaC1_2 + S\downarrow + SO_2\uparrow + H_2O$$

Проведение реакции:

К 3 - 5 каплям раствора тиосульфата натрия Na2S2O3 столько же раствора серной кислоты H2SO4. Наблюдать выпадение осадка бледно-желтого цвета Реакция с окислителями (йод I2 или перманганат калия KMnO4). Окислители (KMnO4, I2) окисляют ионы S2O3 2- до S4O6 2- - тетратионат - ионов. Реакцию проводят в нейтральной среде:

$$Na_2S_2O3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + S\downarrow + SO_2\uparrow + H_2O$$

$$S_2O_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow S\downarrow + SO_2\uparrow + H_2O$$

Эта реакция лежит в основе иодометрического метода определения содержания сахара в продуктах питания

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaCl$$

$$S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

Проведение реакции:

В одну пробирку прилить 1 - 2 капли раствора перманганата калия KMnO4, прибавить 3 - 4 капли раствора серной кислоты H2SO4 и по каплям раствор тиосульфата натрия Na2S2O3 до обесцвечивания реакционной смеси. В другую пробирку прилить 1 - 2 капли раствора йода I2, каплю раствора крахмала и по каплям прибавлять раствора тиосульфата натрия Na2S2O3 до обесцвечивания реакционной смеси.

Реакции карбонат - ионов CO3 2-. Угольная кислота неустойчива, разлагается на оксид углерода (IV) и воду по уравнению

$$5Na_2S_2O_3 + 8KMnO_4 + 7H_2SO_4 \rightarrow 5Na_2SO_4 + 8MnSO_4 + 4K_2SO_4 + 7H_2O$$

$$5S_2O_3^{2-} + 8MnO_4^- + 14H^+ \rightarrow 10SO_4^{2-} + 8Mn^{2+} + 7H_2O$$

Угольная кислота дает два типа солей: карбонаты и гидрокарбонаты (HCO3). Карбонаты щелочных металлов и аммония растворимы в воде. Нерастворимые в воде карбонаты растворяются в уксусной и минеральных кислотах.

Реакция с хлоридом бария BaC12. Хлорид бария BaC12 с ионами CO3 2- дает осадок белого цвета, растворимый в минеральных и уксусной кислотах:

$$H_2CO_3 \leftrightarrow H_2O + CO_2$$

Проведение реакции:

К 2 - 3 каплям раствора карбоната натрия Na2CO3 прилить 2 - 3 капли раствора хлорида бария BaCl2. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. К осадку добавить 4 - 5 капель раствора серной кислоты Наблюдать бурное выделение газа.

Реакция с кислотами. Карбонаты разлагаются разбавленными кислотами с выделением оксида углерода (IV) по уравнению:

$$Na_2CO_3 + BaC1_2 \rightarrow BaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$CO_3^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaCO_3\downarrow$$

Выделяющийся оксид углерода (IV) открывают по помутнению известковой или баритовой воды

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$

Не следует продолжительное время пропускать оксид углерода (IV) через известковую пли баритовую воду, так как избыток CO2 превращает карбонаты в растворимые гидрокарбонаты

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \leftrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Проведение реакции:

Реакцию выполняют в пробирке с газоотводное трубкой, в которую по метают 5 - 6 капель раствора карбоната натрия Na2CO3 и равный объем раствора соляной кислоты HCl. Пробирку закрывают пробкой с газоотводной

трубкой, конец которой помещают в пробирку с известковой или баритовой водой. Наблюдать образование белого осадка или помутнение раствора.

Реакции анионов второй аналитической группы: Cl-, I-, S2-.

Реакции хлорид - ионов Cl-.

Соляная кислота HCl - сильный электролит. Образует нормальные соли – хлориды. Все хлориды растворимы в воде, за исключением AgCl, PbCl2, Ионы Cl- бесцветны.

Реакция с нитратом серебра AgNO3. Нитрат серебра AgNO3 с ионами Cl- образует белый творожистый осадок хлорида серебра:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \leftrightarrow Ca\,(HCO_3)_2$$

Осадок хлорида серебра хорошо растворяется в растворе гидроксида аммония:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$$

$$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl\downarrow$$

При подкислении азотной кислотой аммиачного раствора хлорида серебра вновь выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра.

$$AgCl + 2NH_4OH \rightarrow [Ag\,(NH_3)_2]\,Cl + 2H_2O$$

Проведение реакции:

К 2 - 3 каплям раствора хлорида натрия NaCl прилить столько же раствора нитрата серебра AgNO3. Наблюдать выпадение белого осадка. К осадку добавим, раствор гидроксида аммония NH4OH до полного растворения. В полученном растворе открыть анноны Cl- действием 3 - 5 капель раствора азотной кислоты.

Реакции иодид - ионов I-.

Иодоводородная кислота HI - сильная кислота и сильный восстанови гель. Соли её называют иодидами. Все они, за исключением AgI, HgI2 PbI2, растворимы в воде. Ионы I- бесцветны.

Реакция с нитратом серебра AgNO3,

Нитрат серебра AgNO3 с ионами I- образует желтый творожистый осадок иодида серебра:

$$[Ag\,(NH_3)_2]Cl + 2HNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + 2NH_4NO_3$$

Осадок нерастворим в минеральных кислотах и растворе аммиака.

Проведение реакции:

К 2 - 3 каплям раствора иодида калия KI прилить 3 - 4 капли раствора жирата серебра AgNO3. Наблюдать выпадение желтого осадка.

Реакции сульфид — иона S2-.

Ионы S2- бесцветны. Сероводородная кислота H2S образует два вида солей: сульфиды и гидросульфиды (HS-). Сульфиды щелочных и щелочно-земельных металлов и аммония растворимы в воде. Сероводородная кислота и сё соли - сильные восстановители, сами окисляются до свободной серы или до серной кислоты.

Реакция с нитратом серебра AgNO3. Нитрат серебра AgNO3 с попами S2- образует черный осадок сульфида серебра:

$KI + AgNO_3 \rightarrow KNO_3 + AgI\downarrow$

$I^- + Ag^+ \rightarrow AgI\downarrow$

Осадок сульфида серебра нерастворим в растворе NH4OH, но растворяется при нагревании в растворе азотной кислоты HNO3

$Na_2S + 2AgNO_3 \rightarrow Ag_2S\downarrow + 2NaNO_3$

$S^{2-} + 2Ag^+ \rightarrow Ag_2S\downarrow$

Проведение реакции:

К 2 - 3 каплям раствора сульфида натрия Na2S прилить 3 - 4 капли раствора нитрата серебра AgNO3. Наблюдать выпадение осадка черного цвета. Реакция с кислотами. Разбавленные кислоты HCl, H2SO4 разлагают сульфиды с выделением сероводорода H2S:

$3Ag_2S + 8HNO_3 \rightarrow 6AgNO_3 + 3S\downarrow + 2NO + 4H_2O$

Сероводород можно обнаружить по запаху (тухлых яиц) и по почернению бумажки, пропитанной солью свинца Эта реакция используется для определения сероводорода в мясных полуфабрикатах и полуфабрикатах из соленой рыбы. Присутствие сероводорода указывает на глубокий распад белков.

Проведение реакции:

Смочить полоску фильтровальной бумаги раствором соли свинца В пробирку прилить 2 - 3 капли раствора сульфида натрия Na2S и 3 - 4 капли раствора соляной кислоты. Пробирку накрыть подготовленной полоской фильтровальной бумаги и слегка нагреть. Наблюдать почернение фильтровальной бумажки.

Реакции анионов третьей аналитической группы; NO3 -, NO2 -. Реакции нитрат - ионов NO3 -.

Азотная кислота HNO3 - сильный электролит. Разбавленная и концентрированная кислота - сильный окислитель. Соли азотной кислоты называют нитратами и хорошо растворимы в воде. Ионы NO3 - бесцветны. Реакция с сульфатом железа (II) FeSO4. Сульфат железа (II) FeSO4 восстанавливает азотную кислоту и её соли до оксида азота (II) NO:

$Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + 4NaCl + H_2S\uparrow$

$S2^- + 2H^+ \rightarrow H_2S\uparrow$

Выделяющийся оксид азота (II) образует с FeSO4 непрочное комплексное соединение [Fe(NO)]SO4 бурого цвета.

Проведение реакции:

В пробирку прилить 2 - 3 капли раствора нитрата калия KNO3, 3 - 4 капли концентрированного раствора сульфата железа (II) FeSO4. Затем осторожно по стенке пробирки добавить концентрированную серную кислоту. В месте соприкосновения жидкостей появляется темно-бурое окрашивание.

Реакция с дифениламином.

Дифениламин с ионами NO3 - даст интенсивное васильково - синее окрашивание Реакция весьма чувствительна, но не специфична, гак как такое же

окрашивание дают и другие окислители, например, нитриты, хроматы, перманганаты.

Проведение реакции:

В небольшую фарфоровую чашку поместить один кристалл дифениламина и 1 мл химически чистой концентрированной серной кислоты H2SO4. Сюда же осторожно прилить 1 - 2 капли раствора нитрата калия KNO3. Наблюдать появление интенсивного васильково - синего окрашивания.

Реакции нитрит - ионов NO2 -.

Азотистая кислота HNO2 и её соли могут быть и окислителями, и восстановителями. Соли азотистой кислоты называются нитритами. Нитриты хорошо растворимы в воде, исключением является интриг серебра AgNO2, Ионы NO2 - бесцветны.

Реакция с перманганатом калин KMnO4. Перманганат кадия KMnO4 окисляет ноны NO2 - до NO3 -, при этом происходит обесцвечивание раствора перманганата калия.

$$2NaNO_3 + 6FeSO_4 + 4H_2SO_4 \rightarrow 3Fe(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

$$2NO_3^- + 6Fe^{2+} + 8H^+ \rightarrow 2NO\uparrow + 6Fe^{3+} + 4H_2O$$

Проведение реакции:

В пробирку прилить 3 - 4 капли раствора нитрита калия, раствор подкислить раствором серной кислоты H2SO4. Затем к смеси добавить по каплям раствор перманганата калия KMnO4. Наблюдать обесцвечивание малиновой окраски перманганата калия

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Почему анионы I руины нельзя осаждать BaCl2 в кислой среде?
2. Почему анионы II группы необходимо осаждать AgNO3 в присутствии HNO3?
3. Чем отличаются анионы III группы от анионов I и II групп?
4. Реакции ионов NO3 и NO2 - с соответствующими реактивами являются окислнтельно - восстановителными. Расставьте в них коэффициенты методом электронного баланса.
5. Какие анионы служат окислителями, и какие восстановителями?

**6.Список рекомендованной литературы.**

Аналитическая химия: учеб. для студ. учреждений сред.проф. образования/Ю.М.Глубоков, В.А.Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А.Ищенко – М.: Издтельский центр «Академия», 2011г.

Харитонов Ю.Я., Григорьева В.Ю. Аналитическая химия.Пактикум.- М.:ГЭОТАР-Медиа, 2007- 304с.

Хаханина Т.И. Аналитическая химия: учебник и практикум для СПО– М.: Издтельство Юрайт, 2016г.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №11

**Тема:** Приготовление стандартного раствора щелочи, установление его нормальной концентрации и титра, выбор индикатора.

**Цель работы:**

-приготовить стандартный раствор щелочи;
-установить титр и нормальную концентрацию стандартного раствора;
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

**Оборудование:** записать самостоятельно, предварительно прочитав работу.
**Реактивы:** записать самостоятельно, предварительно прочитав работу.

### 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 основе метода нейтрализации лежит реакция взаимодействия ионов H+ и OH-. Метод применяется для определения кислот, оснований и солей в растворе. Для определения кислот используют титрованные растворы щелочей NaOH или KOH, для определения кислот- растворы кислот HCl, H2SO4.
Любое объемно- аналитическое определение слагается из операций:
1) приготовление стандартного раствора;
2) выбор индикатора;
3) установление титра и нормальной концентрации стандартного раствора;
4) титрование раствора определяемого вещества стандартным раствором;
5) вычисление результатов анализа.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

### Лабораторная работа № 10.

1.Приготовление стандартного раствора.

Необходимо приготовить 250,00 мл 0,1н раствора NaOH. Точную концентрацию щелочи устанавливают по раствору щавелевой кислоты. Сначала рассчитывают навеску щелочи, необходимую для приготовления заданного объема раствора. Эквивалентная масса щелочи NaOH составляет 40,01г.
Содержание щелочи NaOH вычисляют по формуле:
Q(NaOH)=0,1 *40,01 *250/1000;

Т.к. сухой NaOH содержит примеси, то берут навеску большей массы (1,5 - 2г). Навеску переносят в фарфоровую посуду, так как растворение щелочи сопровождается сильным разогреванием, добавляют 15 - 20мл воды, обмывают навеску щелочи, быстро сливают, удаляя чем самым примеси с поверхности гранул щелочи. Заливают навеску частью отмеренного объема дистиллированной воды и растворяют щелочь, затем добавляют остальной объем воды. Раствор хорошо перемешивают.

2. Установление титра и нормальной копнентрации щелочи.

Установление титра и нормальной концентрации стандартного раствора складывается из:

1) приготовления раствора установочного вещества;
2) вычисление титра и нормальной концентрации установочного вещества;
3) титрования стандартным раствором определенного объема установочного вещества;
4) вычисления титра и нормальной концентрации стандартного раствора.

Приготовление:

100мл 0,1н раствора щавелевой кислоты H2C2O4 > 2H2O. Эквивалентная масса щавелевой кислоты Э (H2C2O4 + 2H2O)= M(H2C2O4 + 2H2O)/2 = 63,03г. Для приготовления раствора на весах берут навеску щавелевой кислоты: Q(H2C2O4 + 2H2O) = 0,1*63,03*100\ 1000; Навеска может иметь значение больше или меньше рассчитанной.

Навеску взвешивают па весах, высыпают через воронку в мерную колбу вместимостью 100мл, остатки щавелевой кислоты смывают в колбу. Тщательно вымыть и ополоснуть приготовленным стандартным раствором NaOH бюретку. Через воронку заполнить бюретку раствором щелочи, вынуть воронку и довести раствор в бюретки до нулевого деления. Пипетку на 10мл ополоснуть приготовленным раствором щавелевой кислоты. Отмеренные пипеткой 10мл щавелевой кислоты перенести в коническую колбу для титрования и добавить 1 - 2 капли раствора индикатора фенолфталеина. Подставить колбу для титрования под бюретку гак. чтобы носик последней входил в колбу, и титровать щавелевую кислоту' по каплям раствором щелочи при перемешивании до появления слабо- розового окрашивания. Титрование считается законченным, если бледно- розовое окрашивание не исчезает в течение 30 сек. Титрование повторить трижды.

**Заполнить таблицу**

**«Определение среднего значения объема щелочи»**

Vсред.(NaOH)= V1+V2+V3 |3;

| Титрование | Объем шавелевой Кислоты, мл | Объем щелочи, мл | Индикатор |
|---|---|---|---|
| 1 | 10 | | Фенолфталеин |
| 2 | 10 | | Фенолфталеин |
| 3 | 10 | | фенолфталеин |

Нормальную концентрацию NaOH рассчитать по формуле: N(NaOH)= VЩ.К. * N Щ.К.\Vср.(NaOH), где VЩ.К. - объем кислоты, взятый для титрования, мл; NЩ.К.- нормальная концентрация щавелевой кислоты,и; Vср. (NaOM)- усредненный объем щелочи, израсходованной на титрование, мл.

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Что такое стандартный раствор?
2. Что такое нормальная кон нет рация, титр раствора?
3. Как рассчитать содержание кислоты или щелочи в растворе?
4. Вычислить титр 3н раствора серной кислоты.

**6.Список рекомендованной литературы.**

Аналитическая химия: учеб. для студ. учреждений сред.проф. образования/Ю.М.Глубоков, В.А.Головачева, Ю.А. Ефимова и др.; под ред. А.А.Ищенко – М.: Издтельский центр «Академия», 2011г.

Харитонов Ю.Я., Григорьева В.Ю. Аналитическая химия.Пактикум.- М.:ГЭОТАР-Медиа, 2007- 304с.

Хаханина Т.И. Аналитическая химия: учебник и практикум для СПО– М.: Издтельство Юрайт, 2016г.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №12

**Тема:** Определение содержания серной кислоты и растворе.

**Цель работы:**
-знакомство со способами выражения концентрации растворов;
- приготовление стандартного раствора заданной концентрации;
- осуществление процесса титрования;
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

**Оборудование:** техно- химические весы, бюретка, колба, пипетки, химический стакан.
**Реактивы:** контрольный раствор серной кислоты H2SO4, установочное вещество - 0,1н раствор щелочи NaOH, индикатор- фенолфталеин.

### 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 основе-метода нейтрализации лежит реакция взаимодействия ионов H+ и OH-. Метол применяется для определения кислот, оснований и солей (которые реагируют с кислотами или основаниями, как и др.) в растворе.

Для определения кислот используют титрованные растворы щелочей KOH или NaOH , для определения оснований- растворы кислот HCl, H2SO4.
Для определения содержания кислоты в растворе точно отмеренный пипеткой объем кислоты в присутствии индикатора титруют раствором щелочи точно известной концентрации. Точку эквивалентности определяют по изменению цвета индикатора.

По объему щелочи, израсходованной на титрование, вычисляют содержание кислоты в растворе.

**Любое аналитическое объемно- аналитическое определение слагается из операций:**
1) Приготовление стандартного раствора;
2) Выбор индикатора;
3) Установление титра и нормальной концентрации стандартного раствора;
4) Титрование раствора определяемого вещества стандартным раствором;
5) Вычисление результатов анализа.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

Объем контрольного раствора H2SO4 в мерной колбе вместимостью 100мл доводят до метки раствором щелочи NaOH.

Пипетку промывают водопроводной, а затем дистиллированной водой и ополаскивают контрольным раствором H2S04. В колбу для титрования пипеткой переносят 10мл раствора серной кислоты H2S04, добавляют 1-2 капли раствора феиофталеина и титруют до слабо- розового окрашивания так же, как при установлении титра щелочи NaOH.

Определение повторяют трижды и для расчетов берут среднее значение. Результаты записывают в таблицу.

| Титрование | Объем, мл | Объем, мл | Индикатор |
|---|---|---|---|
| 1 | 10,00 | | Фенолфталеин |
| 2 | 10,00 | | Фенолфталеин |
| 3 | 10,00 | | Фенолфталеин |

Вычисления содержания серной кислоты проводят двумя способами:

1-й способ:

Вычислить нормальную концентрацию раствора по формуле:

N(H2SO4) = V(NaOH)* N(NaOH)\ V(H2SO4);

Вычислить титр раствора по формуле:

T(H2SO4)=N(H2SO4)* Э(H2SO4)\1000;

Вычислить содержание в H2SO4 100мл раствора по формуле:

m(H2SO4) = T(H2SO4)* l00;

2-й способ:

Вычислить титр по серной кислоте по формуле:

T(NaOH\H2SO4)= N(NaOH)* (H2SO4)\1000;

Вычислить содержание серной кислоты в 100мл раствора по формуле:

m(H2SO4) = T(NaOH\H2SO4)* V(NaOH)* 10

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. В чем сущность метода нейтрализации? Какая химическая реакция лежит в основе этого метода?
2. Что такое стандартный или титрованный раствор?
3. Что такое индикатор?
4. Что такое нормальная концентрация раствора, титр, титр по определяемому веществу?

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.

Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.

Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №13

**Тема:** Приготовление растворов заданной концентрации.

**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., 2013
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 лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №14

**Тема:** Определение поверхностного натяжения жидкостей.

**Цель работы:**
- научиться определять поверхностное натяжение спирта этилового сталагмометрическим методом;
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

**Оборудование:** сталагмометр,стакан химический на 50мл, воронка, резиновая трубка.
**Реактивы:** вода дистиллированная, спирт этиловый.

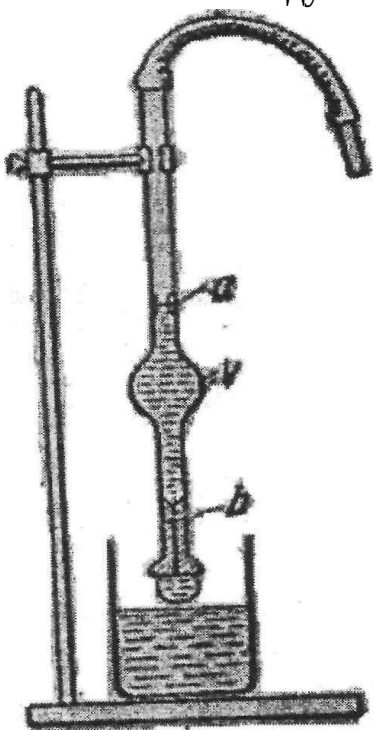
## Этапы проведения работы:

**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**

Сталагмометрический метод (метод подсчёта капель) основан на зависимости между числом капель, получаемых из данного объёма жидкости (при свободном её падении в виде капель), и поверхностным натяжением. Прибор, в котором проводят измерения, называется сталагмометром. Он представляет собой пипетку, имеющую две метки a и b, по которым отсчитывают число капель. Нижняя часть сталагмометра переходит в капилляр, конец которого утолщён и отшлифован для получения одинаковых капель. Жидкость вытекает из сталагмометра через капиллярное отверстие по каплям. Каждая капля отрывается от нижнего конца трубки только тогда, когда вес её преодолеет силу поверхностного натяжения, удерживающую каплю на конце трубки. Чем больше поверхностное натяжение, тем больше капля, следовательно, тем меньше капель получается из этого объёма жидкости.



Зная число капель и плотность жидкости, можно рассчитать поверхностное натяжение по формуле:

$$\sigma = \sigma_o \frac{\rho_o n_o}{\rho n}$$

$\sigma_0$ - поверхностное натяжение дистиллированной воды (см. Приложение);

$\rho_0$ - плотность дистиллированной воды;

$n_0$ - число капель дистиллированной воды;

$\sigma$, $\rho$, $n$ - соответствующие величины для этилового спирта.

**Плотность воды и этилового спирта при различных температурах:**

| **Температура, С** | **Плотность воды г/см$^3$ ($\rho_0$)** | **Плотность этилового спирта г/см$^3$ ($\rho$)** |
|---|---|---|
| 10 | 0,9997 | 0,7978 |
| 15 | 0,9990 | 0,7936 |
| 20 | 0,9980 | 0,7894 |
| 25 | 0,9980 | 0,7852 |

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

Укрепите сталагмометр вертикально, как показано на рисунке. Промойте его дистиллированной водой. Под сталагмометром поставьте стакан с дистиллированной водой. Через резиновую трубку, надетую на верхний конец сталагмометра, медленно засосите дистиллированную воду выше верхней метки «а». После этого дайте жидкости свободно стечь до верхней метки и начинайте отсчитывать капли. Как только мениск достигнет нижней метки «b», отсчёт капель прекратите. Повторите эксперимент еще 2 раза. Разница между отдельными отсчетами не должна превышать одну каплю. После этого заполните сталагмометр исследуемой жидкостью (этиловым спиртом) и проделайте точно такие же измерения. Для расчета поверхностного натяжения используют средние значения $n_0$ (ср.) и n (ср.).

**<u>Записи результатов эксперимента и расчетов:</u>**

| **Дистиллированная вода** | | | | **Этиловый спирт** | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 $n_0$ | 2 $n_0$ | 3 $n_0$ | $n_0$ (ср.) | 1 n | 2 n | 3 n | n (ср.) |
| | | | | | | | |

После определения числа капель исследуемой жидкости, вычислите поверхностное натяжение исследуемой жидкости по приведенной выше формуле.

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

**5.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.
Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.
Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**6. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

**Инструкция**

**по лабораторной работе №15**

**Тема:** Определение вязкости жидкостей.

**Цель работы:**

- научиться определять вязкость этилового спирта вискозиметрическим методом;
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

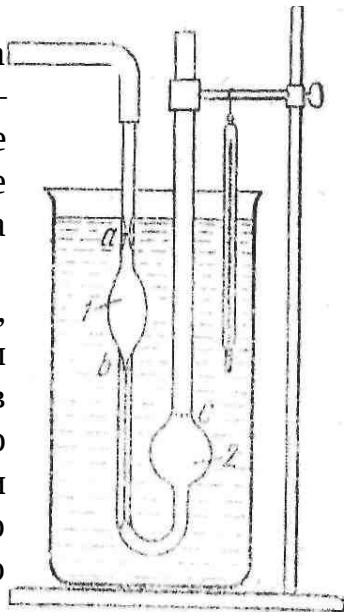
**Оборудование:** вискозиметр, лабораторный штатив, термометр, большой химический стакан (термостат), вискозиметр, резиновая груша, секундомер
**Реактивы:** дистиллированная вода, этиловый спирт

**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**




Вязкость определяют при помощи прибора вискозиметра, который представляет собой U – образную трубку. Одно колено трубки имеет расширение 1, выше и ниже которого нанесены метки a и b. Широкое колено тоже имеет расширение 2, выше которого нанесена метка c.

Вязкость определяют по отношению к вязкости воды, измеряя время истечения под собственным давлением одинаковых объемов исследуемой жидкости и воды в одном и том же вискозиметре. Так как вязкость сильно зависит от температуры, то измерения производят при постоянной температуре. Для этого вискозиметр погружают в водяную баню или в термостат с точно регулируемой температурой.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

На конец узкой трубки промытого и просушенного вискозиметра наденьте кусок резиновой трубки. Погрузите вискозиметр в большой химический стакан с

водой определенной и постоянной температуры и укрепите его в штативе. Верхняя метка «а» узкой трубки должна находиться в воде. После этого налейте через широкое колено вискозиметра дистиллированную воду до верхней метки «с». Через 10 минут, когда вода в вискозиметре примет температуру термостата, при помощи резиновой трубки засосите жидкость в узкую трубку немного выше верхней метки «а». Отпустив резиновую трубку, внимательно следите за опусканием воды в узкой трубке вискозиметра, как только уровень воды достигнет верхней метки, включите секундомер. Остановите стрелку секундомера в момент, когда вода в узкой трубке вискозиметра опустится до нижней метки «b». Опыт повторите три раза и возьмите среднее значение времени истечения воды (τ). Запишите результаты опыта.

Промойте вискозиметр исследуемой жидкостью (этиловый спирт) и определите для нее время истечения при той же температуре, что и для воды.

**<u>Записи результатов эксперимента и расчетов:</u>**

| **Дистиллированная вода** | | | | **Этиловый спирт** | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 τ | 2 τ | 3 τ | τ (ср.) | 1 τ | 2 τ | 3 τ | τ (ср.) |
| | | | | | | | |

На основании результатов опыта рассчитайте относительную вязкость по формуле:

$$\eta_{(жидк.)} = \eta_{(воды)} \cdot \frac{\rho_{(ж)} \cdot \tau_{(ж)}}{\rho_{(воды)} \cdot \tau_{(воды)}}$$

$\eta_{(воды)}$ = 0,01 П;

$\rho_{(ж)}$ = 0,7894г/см$^3$ (жидкость – этиловый спирт);

$\rho_{(воды)}$ = 1г/см$^3$;

$\tau_{(воды)}$- время истечения воды;

$\tau_{(ж)}$ - время истечения этилового спирта.

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Дайте определение понятиям: поверхностное натяжение и вязкость.
2. Что такое ПАВ?
3. Чем объяснить, что с повышением температуры уменьшаются поверхностное натяжение и вязкость?
4. Какие приборы используются для измерения вязкости и поверхностного натяжения?
5. Если плотность исследуемой жидкости выше плотности воды, то вязкость и поверхностное натяжение этой жидкости будут выше или ниже показателей для воды?

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.

Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.

Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №16

**Тема:** Тепловые эффекты реакций и растворения

**Цель работы:**
- определить тепловой эффект предлагаемой реакции;
-ознакомиться с тепловыми явлениями при растворении;
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

**Оборудование:** технохимические весы, стакан на 100 мл с теплоизоляцией, мерный цилиндр на 25 мл.
**Реактивы:** кристаллогидрат сульфата меди (П), цинковая пыль, хлорид натрия, нитрат аммония, гидроксид натрия.

### 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**

Термодинамика изучает законы взаимного превращения различных видов энергии. В химической термодинамике рассматривают основные термодинамические законы применительно к химическим и физическим процессам. Она базируется на двух началах термодинамики, являющихся обобщением практического опыта. Первое начало термодинамики - это по существу закон сохранения и превращения энергии применительно к термодинамическим процессам.

Все виды энергии являются соответствующими формами движения материи и закон сохранения энергии выражает неуничтожаемость движения. В изолированной системе энергия может только превращаться из одной формы в другую, но ее количество остается постоянным. Изменение энергии в системе происходит при совершении работы и при передаче системе какого-то количества теплоты. Математически первое начало термодинамики записывается Q=AU+A, Q = (U2-U1) + A, где U1 и U2 - внутренняя энергия системы в начальном и конечном состояниях. Теплота Q, подводимая к системе, идет на изменение внутренней энергии ?U и на совершение работы против внешних сил A. Под внутренней энергией понимают энергию, которая

заключена в любом .теле независимо от его агрегатного состояния и складывается из кинетической энергии движения электронов, электрической энергии взаимодействия электронов друг с другом и с атомными ядрами, внутриядерная энергия, энергия взаимодействия молекул друг с другом и т.д.

Внутренняя энергия не включает потенциальную энергию положения всего тела в пространстве и кинетическую энергию его движения. Внутренняя энергия измеряется в джоулях или килоджоулях (Дж, кДж), отнесенных к 1 моль вещества. Внутренняя энергия или увеличивается притоком энергии извне, или уменьшается, переходя в окружающее пространство в виде теплоты, работы.

Термохимия. Химические реакции, сопровождающиеся выделением (экзотермический процесс) или поглощением (эндотермический процесс) теплоты. Раздел физической химии, занимающийся изучением тепловых эффектов химических реакций и переходов из одного агрегатного состояния в другое, называется термохимией. Если химическая реакция протекает при постоянном объеме, то, согласно первому началу термодинамики, работа расширения не совершается (A=0), а потому Qv = дельтаU. Если химическая реакция протекает при постоянном давлении, то системой будет производиться работа расширения, а тепловой эффект равен: Qp = дельтаH, Где H = pV - энтальпия. Запись химической реакции с указанием теплового эффекта (и его знака) называют термохимическим уравнением.

Термохимические уравнения обычно относят к I моль образующегося вещества. Так как одно и то же вещество в различных агрегатных состояниях или кристаллических модификациях обладает разной внутренней энергией, что отразится на тепловом эффекте реакции, в термохимических уравнениях обязательно указывают агрегатное состояние вещества (г - газ; ж - жидкость; т -твердое) и его кристаллическую форму: C(т) + O2(г) = CO2(г) + 393,62 кДж Закон Гесса.

Основным законом термохимии является закон Гесса (1840), согласно которому тепловой эффект химической реакции зависит только от исходного и конечного состояния веществ, но не зависит от промежуточного состояний и пути перехода. Закон Гесса строго соблюдается только для процессов, протекающих при постоянном давлении (тогда Qp = ?H) или при постоянном объеме (тогда Qv = ?U). Теплота растворения. Процесс растворения в большинстве случаев представляет собой наложение двух процессов: физического и химического, так как происходит взаимодействие частиц с растворителем, и в то же время равномерное их распределение по всему объему.

Растворение твердых веществ складывается из нескольких процессов, каждый из которых сопровождается тепловым эффектом:

1) разрушение кристаллической решетки -Q1;

2) процесс сольватации +Q2;

3) процесс диффузии, но этот эффект настолько мал, что его не учитывают.

Следовательно, теплота растворения твердого тела определяется алгебраической суммой двух теплот: Qраств = (Q1)+(Q2).

У солей с прочной кристаллической решеткой и не обладающих склонностью к сольватации, а также у кристаллогидратов NaNO3, KC1, NH4Cl, KBr, CuSO4, 5H2O и т.д.) растворение сопровождается поглощением теплоты. Для правильного определения теплоты растворения большое значение имеет количественное отношение растворенного вещества и растворителя.

При увеличении количества растворителя теплота растворения приближается к постоянной величине. Поэтому теплотой растворения принято называть количество теплоты, выделяемой или поглощаемой системой при растворении 1 моль вещества в таком количестве растворителя, при котором дальнейшее прибавление растворителя уже не изменяет тепловой эффект растворения.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Опыт № 1.** Определение теплового эффекта реакции замещения меди из раствора ее соли цинком.

Взвесьте на технохимических весах 5 г кристаллогидрата сульфата меди (II) и растворите их в 50 мл воды в стакане с теплоизоляцией. Замерьте и запишите температуру полученного раствора. Взвесьте 1,0 г цинковой пыли и всыпьте ее в раствор сульфата меди (II) . При помощи термометра определите максимальную температуру раствора. Количество выделившегося при реакции тепла рассчитайте по формуле

$$Q = (m_{Zn} + m_{CuSO4} + m_{H2O}) * \Delta t * C,$$

**где**

C - удельная теплоемкость, равная приблизительно единице;

t -изменение температуры раствора, которая рассчитывается как разность между максимальной температурой раствора и температурой приготовленного раствора.

Полученный результат пересчитайте на 1 моль цинка и напишите термохимическое уравнение данной реакции.

**Опыт № 2.** Тепловые явления при растворении.

Налейте три стакана или колбы по 25 мл воды. Измерьте температуру воды. Взвесьте на технохимических весах 10 г хлорида натрия, 10 г нитрата аммония и 10 г гидроксида натрия. Затем всыпьте: в первый стакан хлорид натрия, во второй - нитрат аммония, в третий - гидроксид натрия

**(ОСТОРОЖНО!).** Навески веществ энергично размешайте в воде и отметьте температуры полученных растворов. Как изменяется температура растворов гидроксида натрия, хлорида натрия и нитрата аммония? Объясните наблюдаемые явления.

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Напишите математическое выражение первого начала термодинамики. Что понимают под внутренней энергией?
2. Что изучает термохимия? Чем отличается химическое уравнение от термохимического?
3. Сформулируйте закон Гесса, приведите пример, иллюстрирующий этот закон.
4. Дайте определение теплоты растворения. Объясните, почему необходимо брать большое количество растворителя.

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.

Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.

Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

**Инструкция**

**по лабораторной работе №17**

**Тема:** Скорость химических реакций и химическое равновесие.

**Цель работы:**
- установление зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры;
-на примере образования роданида железа рассмотрения химического равновесия;
-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:** штатив с пробирками, мерный цилиндр на 10-15 мл термометр, водяная баня или термостат.
**Реактивы:** 0,1М тиорированные растворы хлорида железа (ш) и роданида аммония, кристаллический хлорид аммония.

**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**

Химическая кинетика изучает скорость и механизм химических реакций, а также влияние на них различных факторов - природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, катализаторов и др. Под скоростью химической реакции понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени. Если обозначить концентрацию

через с, а время через т, то изменение концентрации с2 – С1 в данный промежуток времени т2 – т1 определяют среднюю скорость реакции:

$$V = \pm\frac{c2 - c1}{т2 - т1} = \pm\frac{\Delta c}{\Delta т}$$

Зависимость скорости реакции от концентрации веществ в химической кинетике выражается законом действующих масс, согласно которому скорость химической реакции при постоянной температуре в каждый данный момент пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степени, равной стехиометрическому коэффициенту, данного вещества в уравнении реакции-Каждому типу реакции соответствует определенная зависимость ее скорости от концентрации.
Для химической реакции nA+mB dC+fD скорость равна

$$V = кс_A^n c_B^m,$$

**где**
сА И св концентрация исходных веществ А и В, моль/л;
n и m -стехиометрические коэффициенты;
к - константа скорости реакции.

Уравнение зависимости скорости реакции от концентрации называется кинетическим уравнением реакции. При сА = сВ = 1, v = к, т.е. константа скорости реакции равна скорости реакции при концентрации реагирующих веществ, равных единице. Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры, катализатора и его концентрации, от среды, в которой протекает реакция, но не зависит от концентрации.
Скорость химической реакции зависит от многих факторов; наиболее изучено влияние температуры. С повышением температуры скорость химических реакций возрастает. Согласно эмпирическому правилу Вант -Гоффа при повышении температуры на 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2 - 4 раза. Это правило применимо для реакций, протекающих при сравнительно невысоких температурах. Для более широкого интервала температур используют уравнение Аррениуса

$$\ln = B - \frac{Ea}{RT},$$

**где**
к - константа скорости реакции;
R - молярная газовая постоянная;
В - постоянная для данной реакции;
Т - абсолютная температура;
Еа-энергия активации.

Энергия активации — то избыточное количество энергии, по сравнению со средней величиной, которой должна обладать молекула в

момент столкновения, чтобы быть способной к химическому взаимодействию. Для химических реакций энергия активации колеблется от 50 до 400 кДж/моль. Молекулы, обладающие такой энергией, считаются активными. Энергия активации является энергетическим барьером химической реакции, а потому чем меньше энергия активации, тем больше число активных молекул, а следовательно, и скорость химической реакции. Катализ. Изменение скорости химической реакции пол влиянием катализатора называется катализом. Катализаторами называются вещества, которые, участвуя в процессе, изменяют скорость химической реакции, но остаются неизменными по количеству и химическому составу.

Различают два вида катализа: гомогенный и гетерогенный. Механизм действия катализатора в большинстве случаев сводится к снижению энергии активации. Катализатор одинаково изменяет энергию активации прямого и обратного процессов, Химическое равновесие, как известно, большинство химических реакций идет до состояния равновесия, при котором в смеси находятся как исходные вещества, так и продукты реакции. Это так называемые обратимые реакции.

Химическая система находится в равновесии, если ее состояние во времени не изменяется при заданных внешних условиях (температуре, давлении). Переход системы от одного состояния равновесия к другому называется смешением или сдвигом химического равновесия. Направление смешения химического равновесия при изменениях концентрации, температуры и давления определяется принципом подвижного равновесия (принципом Ле Шателье). Если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать извне изменяя какое-нибудь из условий равновесия, то в системе усилится то из направлений процесса, течение которого ослабляет это воздействие.

## 3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

**Опыт №1.** Зависимость скорости реакции от концентрации.

Зависимость скорости от концентрации легко проследить, пользуясь реакцией взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:

$Na_2S_2O_3+H_2SO_4 > Na_2SO_4+H_2O+SO_2+S4v$

Момент сливания растворов нужно считать началом реакции, а появления мути от выпавшей в осадок серы - концом реакции. В три пробирки налейте 0,1м р-р тиосульфата натрия дистиллированной воды; во вторую - 10м $Na_2S_2O_3$ и 5мм воды; в третью -15мл р-ра $Na_2S_2O_3$. Затем в каждую пробирку добавьте по 5мл 0,1м р-ра H2504, отметьте время, прошедшее с момента добавления кислоты до момента появления мутности в каждой пробирке. Концом реакции считать одинаковую интенсивность помутнения. Результаты работы запишите в таблицу:

| Номер опыта | Объем, мл | | | Продолжительность реакции t, сек | Скорость реакции V = 1/t |
|---|---|---|---|---|---|
| | 0,1м $Na_2S_2O_3$ | $H_2O$ | 0,1М $H_2SO_4$ | | |

Написать выражение скорости реакции для данного процесса. Сделать выводы об изменении скорости реакции в проделанных опытах при увеличении концентрации тиосульфата натрия.

**Опыт № 2.** Зависимость скорости реакции от температуры.

Зависимость скорости реакции от температуры также можно наблюдать, пользуясь реакцией взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой.

Налейте в три пробирки по 5 мл 0,1М р-ра Na2S2O2. Прилейте в первую пробирку 5 мл 0,1М 7р-ра H2SO4 и взболтайте раствор. Заметьте время, прошедшее с момента добавления кислоты до момента помутнения. Возьмите следующие Ъ мл 0,1М р-ра Na2S2O3 и 5 мл 0,1М р-ра H2SO4 и, не смешивая, нагрейте их на 10° выше комнатной температуры. Прилейте нагретый раствор кислоты к нагретому раствору тиосульфата и заметьте время, прошедшее с момента приливания до образования серы. Повторите опыт еще раз, но при температуре на 20° выше комнатной. Нагревать раствор можно в термостате или на водяной бане. Результаты опыта запишите в таблицу:

| Номер опыта | Объем, мл | | Продолжительность реакции t, сек | Скорость реакции V = 1/t |
|---|---|---|---|---|
| | 0,1 $Na_2S_2O_3$ | 0,1М $H_2SO_4$ | | |

Сделайте выводы об изменении скорости реакции в проведенных опытах при повышении температуры на 10°, 20°.

**Опыт № 3** Химическое равновесие.

Примером обратимой реакции может служить взаимодействие между хлоридом железа (Ш) и роданидом аммония. Образующийся в результате реакции к моменту равновесия раствор роданида железа (Ш) имеет красный цвет, интенсивность которого зависит от его концентрации. Смешение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора роданида железа (Ш). В пробирку налейте 15 - 18 мл воды и прибавьте по 1 - 2 капли насыщенных растворов хлорида железа (Ш) и роданида аммония. Составьте уравнение данной реакции и запишите выражение константы равновесия.

Полученный раствор красного цвета разлейте поровну в четыре пробирки. В первую добавьте 1мл насыщенного раствора хлорида железа (Ш), во вторую - 1мл насыщенного раствора роданида аммония. 8 третью пробирку положите несколько кристалликов хлорида аммония и взболтайте. Четвертую пробирку оставьте для сравнения. Как изменяется окраска растворов? Используя принцип Ле Шателье, объясните наблюдаемые изменения в исследуемой системе.

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

**5.Контрольные вопросы.**

1. Дайте определение скорости химической реакции. Запишите математическую формулу скорости химической реакции.
2. Сформулируйте закон действия масс. Каков физический смысл константы скорости, и какие факторы влияют на ее величину?
3. Как зависит скорость реакции от температуры?
4. Что такое энергия активации1? Какова зависимость между скоростью реакции и энергией активации?
5. Что называется катализом и катализатором? Какое влияние оказывает катализатор на энергию активации реакции?
6. Сформулируйте принцип Ле Шателье. Объясните влияние температуры, концентрации и давления на реакцию синтеза аммиака.

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.
Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.
Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №18

**Тема:** Изучение процессов адсорбции активированным углем различных веществ из растворов.

**Цель работы:**
-проверить адсорбционную способность угля;
-изучить влияние природы растворителя на адсорбцию;
-познакомиться с хроматографическим методом анализа.
-отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;
-научиться проводить наблюдения и делать выводы.

**Оборудование:** пробирки, воронка, фильтровальная бумага, адсорбционная колонка.
**Реактивы:** активированный уголь, растворы нитрата свинца и йодида калия, водный и спиртовой раствор фуксина, смесь солей меди, железа, кобальта.

### 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**

Из-за некомпенсированности межмолекулярных сил молекулы поверхностного слоя обладают большой свободной энергией, стремящейся уменьшиться. Поверхностная энергия F равна произведению поверхностного натяжения о на поверхность раздела S, т.е F=oS

При постоянной поверхности раздела (S=const) самопроизвольное уменьшение свободной поверхностной энергии возможно за счет уменьшения поверхностного натяжения. Это может быть достигнуто при поглощении молекулами поверхностного слоя других веществ, т.е. если на поверхности раздела будет идти процесс концентрирования веществ из внешней среды. Явление самопроизвольного поглощения вещества на поверхности раздела называется адсорбцией. Вещество, на поверхности которого происходит адсорбция, называется адсорбентом, а вещество, которое поглощается, адсорбируется - адсорбтивом.

Адсорбцию выражают количеством вещества на единицу поверхности (моль/м ) или массы (моль/кг) адсорбента. Адсорбция может происходить на

границе раздела жидкость - газ, жидкость - жидкость, твердое тело - раствор, твердое тело - газ. Вещества, понижающие поверхностное натяжение растворителя, называют поверхностно-активными веществами (ПАВ). Жирные кислоты, соли этих кислот, высокомолекулярные спирты, амины и т.д. В их молекулах одновременно содержатся полярная группа (-COOH, -OH, -NH4 и т.д.) и неполярная углеводородная цепь. Такие молекулы называются дифильными, т.е. обладающими двойным сродством и с полярной (гидрофильной) и неполярной (гидрофобной) фазами.

Дифильные молекулы, попадая на границу раздела фаз, определенным образом ориентируются: полярная часть молекулы к полярной фазе, неполярная - к неполярной. Адсорбция на границе твердое тело - раствор. В процессе адсорбции участвуют не только внешняя, но и внутренняя поверхность адсорбентов. Кроме того, адсорбция из растворов на твердом адсорбенте осложняется наличием третьего компонента - среды, молекулы которого могут также адсорбироваться на его поверхности, чем хуже адсорбируется среда на адсорбенте, тем лучше адсорбция растворенного вещества.

Хроматографический анализ - физико-химический метод разделения и анализа многокомпонентных смесей. Этот метод основан на распределении компонентов между двумя фазами - неподвижной и подвижной (элюент), протекающей через неподвижную. Например, если имеем раствор, содержащий несколько компонентов (A,B,C), обладающих различной адсорбционной способностью, то, пропуская его через слой адсорбента достаточной толщины (в качестве адсорбента можно использовать Al2O3, MgO, CaO, сахарозу, крахмал, силикагель и т.д.) - можно обнаружить по длине столбика адсорбента зоны, насыщенные компонентами смеси. Если отдельные компоненты имеют различную окраску, то эти зоны легко отличаются друг от друга. Так как отдельные компоненты, входящие в состав раствора, обладают различной адсорбционной способностью (в данном случае A>B>C), то при протекании через колонку сначала задерживается компонент A, вещества с меньшей адсорбируемостью опускаются ниже.

## 3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

**Задание:** Проделать следующие опыты, записать наблюдения и сделать выводы.

**Опыт 1.** Адсорбция углем различных веществ из растворов. В одну пробирку налейте раствор индиго, в другую - раствор йода. В каждую пробирку насыпьте около 0,2г. древесного угля, хорошо взболтайте и отфильтруйте. Исследуйте фильтрат в пробирках на запах и цвет. Объясните наблюдаемые явления.

**Опыт 2.** Адсорбция ионов свинца углем. В две пробирки налейте по 5мл. 0,05%-ного раствора нитрата свинца. В одну пробирку добавьте небольшое кол-во раствора йодида калия для доказательства наличия ионов свинца в

растворе. В другую пробирку добавьте около 0,2г. древесного угля и взболтайте в течение 5 мин. Отфильтруйте раствор и проверьте присутствие ионов свинца реакцией с йодидом калия. Напишите ионное уравнение качественной реакции Pb2+. Объясните наблюдаемое явление.
**Опыт 3.** Влияние природы растворителя на адсорбцию. В одну пробирку налейте слабоокрашенного водного раствора фуксина, в другую – такое же кол-во спиртового раствора. В обе пробирки внесите по 0,2г. древесного угля и взболтайте в течение 5 мин. Отфильтруйте растворы. Почему о одном случае адсорбция идет хорошо, а в другом плохо?
**Опыт 4.** Хроматографическое разделение солеи. Для хроматографического разделения солей можно использовать стеклянную трубку. В качестве адсорбента используют оксид алюминия, заполняя пространство над ватой примерно на 3/4. Заполненную колонку укрепляют в штативе над стаканом, для уплотнения адсорбента вливают небольшую порцию воды, а затем производят разделение смеси (смесь вливают малыми порциями). Смесь готовят, сливая в химический стакан по 5мл. 1%-ные растворы FeCl3, Cu(NO3)2, Co(NO3)2. Зарисуйте колонку и укажите порядок расположения веществ в ней при их разделении.
**Опыт 5.** Адсорбция белками жира и примесей из бульона. Белок яйца смешать с натертой на крупной терке морковью. Добавить смесь в теплый бульон и довести до кипения. Остудить. Полученный раствор отфильтровать.

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

**5.Контрольные вопросы.**
1.В чем проявляется особенность поверхностного слоя на границе раздела фаз? Что такое адсорбция?
2.В каких единицах измеряется адсорбция?
3.Какие вещества называются ПАВ? Приведите примеры.
4.Каково строение молекулы ПАВ?
5.В чем сущность хроматографического метода анализа?
6.Что является адсорбентом в технологических процессах?

**6.Список рекомендованной литературы.**
Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.
Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.
Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №19

**Тема:** Получение и свойства коллоидных растворов.

**Цель работы:**
- получение коллоидных растворов различными методами.
- получение коллоидных растворов с различными знаками .
- изучение явления коагуляции;
-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:** штатив с пробирками; колбы на 100 и 150 мл; химический стаканчик на 100мл; плитка электрическая; воронка с фильтром; пробиркодержатель.
**Реактивы:**насыщенный хлорида железа (Ш); раствор аммиака; 20%-ный раствор карбоната аммония; 30%-ный раствор хлорида алюминия; вода дистиллированная; 5% спиртовой раствор канифоли.

### 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**

Коллоидные растворы можно получать различными способами, к важнейшим из которых относятся: химическая конденсация и пептизация. Получение коллоидов способом химической конденсации сводится к образованию молекул нерастворимых веществ в результате химической реакции с последующей конденсацией их до размеров коллоидных частиц.

Получение коллоидных растворов этим способом зависит от концентрации реактивов, порядка смешения и температуры.
Пептизация – это переход в коллоидный раствор осадков, образовавшихся при коагуляции. Пептизация протекает под влиянием дисперсионной среды, содержащей тот или иной пептизатор. При промывании осадка удаляются ионы, вызвавшие коагуляцию, а коллоидные частицы осадка адсорбируют ионы пептизатора. На поверхности частиц образуется двойной электрический слой, стабилизирующий дисперсную систему, при этом силы отталкивания между частицами начинают преобладать над силами притяжения. Образующиеся коллоидные частицы под влиянием теплового движения распределяются равномерно по всему объему жидкости, образуя коллоидный раствор.

При получении коллоидных растворов необходимым условием является нерастворимость веществ в дисперсионной среде и участие стабилизатора.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**

**Опыт № 1.**

Получение золя гидроксида железа (III) методом пептизации.

Возьмите 25 мл. двух процентного раствора хлорида железа и прибавьте раствор аммиака по каплям до полного выпадения осадка гидроксида железа (3). Полученный осадок промойте декантацией дистиллированной кодой, для чего взболтайте с большим количеством воды, а после отстаивания прозрачную жидкость над осадком слить. О конце отмывания судят по отсутствию запаха аммиака.

Промытый осадок разлейте поровну в две колбы. В одну прибавьте в качестве пеитизатора 0,6 - 0,8 м.л. 0,1%-ный раствор НС1, а другую оставьте для сравнения. Осадок с пептизатором следует взболтать и осторожно подогревать. При наступлении пептизации получается красно-коричневый золь гилроксида железа (III). Напишите уравнения происходящих реакций и формулу строения мицеллы.

**Опыт № 2.**

Получение золя гидроксида железа (III) химическим методом. Приготовьте 50мл. кипящей воды и влейте в нее 3-5мл. 2%-ного раствора хлорида железа (III). Получается коллоидный раствор красно-коричневого цвета. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида железа и формулу строения мицеллы золя.

**Опыт № 3.**

Получение золя канифоли методом замены растворителя.

Налейте в пробирку 10мл. дистиллированной воды и добавьте в нее несколько капель 5%-ного спиртового раствора канифоли. Полученный раствор профильтруйте через бумажный фильтр. Образуется белый опалесцирующий золь канифоли.

**Опыт № 4.**

Изменение знака коллоида в зависимости от способа получения. Возьмите 10мл. 0,002%-ного раствора нитрата серебра и добавьте по каплям 1мл. 0,01%-ного раствора иодида калия. Образуется золь иодида серебра с положительно заряженными частицами. В другую пробирку возьмите 10мл. 0,002%-ного раствора иодида калия и добавьте по каплям 1мл. 0,01%-ный раствор нитрата серебра. Образуется золь с отрицательно заряженными частицами. Напишите уравнение реакции получения иодида серебра и строение мицеллы в обоих случаях. Пробирки с полученным золем оставьте для следующего опыта.

**Опыт № 5.**

Взаимная коагуляция, золей иодида серебря.

Налейте в пробирку 5мл. отрицательно заряженного золя иодида серебра. Что при этом наблюдается? Объясните происходящее явление.

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

**5.Контрольные вопросы.**

1.Дайте определение коллоидной системе. Назовите особенности коллоидного состояния.
2.Какова роль стабилизатора?
3.Какое строение имеет двойной электрический слой?
4.Каково строение мицеллы?
5.В чем сущность получения золей методом пептизации?
6.Что такое коагуляция? Какие факторы вызывают коагуляцию?
7.Почему в спирте канифоль образует истинными раствор, а в воде -коллоидный?

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.
Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.
Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

## Инструкция

## по лабораторной работе №20

**Тема:** Получение и обработка эмульсий и пены.

**Цель работы:**
- получение и определение типа разбавленных эмульсий;
-обращение фаз в эмульсии бензол - вода;
-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**

Коллоидная химия — химия реальных тел. Вся природа - гидросфера и атмосфера, земная кора, ее недра, организмы растений и животных — сложная совокупность грубо дисперсных и коллоидно-дисперсных систем. Диспергирование - это дробление одного вещества в другом, в результате получается дисперсная система, состоящая из частиц этого вещества, распределенных в однородной среде другого вещества, т.е. гетерогенная система.

Под коллоидной системой понимают такие дисперсные системы, кинетической единицей которых является не ион и не молекула, а крупные агрегаты, состоящие из большого (до сотни и тысячи) числа молекул. Крупные частицы — агрегаты — называют дисперсной фазой, а среду, в которой они находятся, - дисперсионной средой

Нет коллоидных веществ, существует лишь калоидиое стояние, возможное для любого вещества: все зависит от условий его получения.

Коллоидный раствор, в отличие от истинного, гомогенного раствора, называют золем. Дисперсионная среда и дисперсная фаза могут быть по агрегатному состоянию и жидкими, и газообразными, и твердыми. Размер коллоидных частиц от 1 до 100 нм (10-7 – 10-5) в поперечнике, т.е. это ультрамикрогетерогенные системы. Уменьшение поверхностной энергии идёт за счёт укрупнения, агрегирования частиц. Следовательно, термодинамическая неустойчивость приводит к агрегативной неустойчивости.

Для сохранения агрегативной устойчивости коллоидных систем вводят третий компонент — стабилизатор. В качестве стабилизатора могут быть использованы растворимые в дисперсионной среде электролиты, мыла и моющие вещества, высокомолекулярные соединения. Помимо этих основных признаков коллоидной системе присущи такие особенности: рассеяние (опалесценция) падающего па них света, малая скорость диффузии, малая величина осмотического давления, неспособность проходить через поллупроницаемую перегородку, движение коллоидных частиц в постоянном электрическом поле (электро¬форез).

Основу дисперсной фазы составляет нерастворимый агрегат, состоящий из сотен и тысяч молекул нерастворимого в воде вещества и стабилизатора. Объединение агрегата и стабилизатора получило название мицеллы.
Строение мицеллы рассмотрим па примере получения иодида серебра в ходе реакции обмена; исходные растворы должны быть сильно разбавленными, чтобы иодид серебра не выпадал в осадок, а образовывался в виде золя: Если иодид калия взят в избытке, то он служит стабилизатором.
Па образующихся ультрамикроскопических кристалликах иодида серебра, являющихся агрегатом коллоидной системы, будут адсорбироваться, по правилу Фаянса, тс ионы стабилизатора, которые имеют сродство с агрегатом или могут образовывать с ним трудно растворимое соединение. В нашем примере будут адсорбироваться ионы Г - потенциалопределяющис ионы.

Эквивалентное количество противоионов калия будет располагаться в адсорбционном и в диффузном слоях. Мицелла золя иодида серебра, стабилизированного иодидом калия, может быть представлена формулой Мицелла:
[m[AgI]nI-(n-x)K+ }xK
где m - число молекул Agl, входящих в агрегат; n - число потенциалопределяющих ионов I-.

Общее число противоионов K+ также равно n, но часть из них (n - x) входит в адсорбционный слой и прочно связана с ядром мицеллы, другая часть x - противоионы диффузного слоя.

Мицелла в целом электронейтральна, заряжена только частица, се заряд определяют потенциалопределяющие ионы, в данном примере заряд частицы отрицательный.

Если бы при получении иодида серебра взяли избыток AgNO3, формула мицеллы была бы записана в таком виде:

{ m [Agl] nAg- (n -x) NO3- }xNO3 -

Величины m, n, x в зависимости от условии могут изменяться, но, как правило, m > n. В изоэлектрическом состоянии формулу рассмотренных мицелл записывают таким образом:

{ m [Agl] nI- nK+ } {m[Agl]nAg+ nNO3- }

Так как коллоидные системы занимают промежуточное положение между рубодисперсными и истинными растворами, получать их можно конденсационными либо диспергационными методами.

Методы диспергирования осуществляются путем механического, электрического пли ультразвуковою дробления веществ до размеров коллоидных части. Все эти методы требуют затраты энергии извне. Конденсационные методы делят на физические и химические Общим для них является процесс возникновения повои фазы п\ гем соединения молекул, ионов, атомов,

К физическим относят метол непосредственной конденсации молекул испаряющеюся вещества и метод замены растворителя. При методе замены растворителя растворитель, в котором вещество растворяется, образуя истинный раствор, заменяется дисперсионной средой, в которой это вещество нерастворимо

К химическим относят методы получения трудно растворимых веществ при различных химических реакциях (гидролиз, окисление, двойной обмен и т. д. ).

Особое место при получении коллоидных систем занимает метод пептизации: переход свежеприготовленного осадки (коллоидной степени дисперсности) а раствор. В этом случае не происходит изменения степени дисперсности частиц осадка, а только их разъединение.

Важными условиями при получении коллоидных систем являются:

1) дисперсная фаза не должна взаимодействовать с дисперсионной средой;
2) должна быть достигнута определенная степень дисперсности;
3) концентрации растворов должны быть минимальными;
4) присутствие веществ-стабилизаторов, обусловливающих устойчивость систем.

Коагуляция. Коллоидные системы обладают различной устойчивостью, одни из них существуют доли минуты, другие сохраняют устойчивость годами. По самой своей природе коллоидные системы агрегативно неустойчивы. Потеря агрегативной устойчивости выражается в укрупнении частиц путем коагуляции, т.е. слипания их между собой с образованием крупных агрегатов. Далеко зашедшая коагуляция приводит к потере кинетической устойчивости, т.е. неспособности укрупнившихся коллоидных частиц равномерно распределяться по всему объему, эти частицы либо будут всплывать, либо оседать (седиментация).

Внешне явление коагуляции выражается в том, что гидрозоль мутнеет, появляются видимые невооруженным глазом хлопья, постепенно система начинает, расслаивается на два слон: жидкость и рыхлый осадок. Оптические

свойства коллоидных систем. Свет, проходя через дисперсную систему, может поглощаться, отражаться или рассеиваться частицами. В коллоидных системах, где размеры частиц (1 —100 им) меньше длины полуволны видимого света, наблюдается не отражение света от поверхности частиц, а дифракция — лучи света как бы огибают коллоидные частицы, рассеиваясь во всех направлениях 'За счет такого рассеивания направление .туча в системе будет заметным в виде светящейся полосы, а если на пути луча до вхождения его в коллоидную систему поставить линзу, то можно сбоку наблюдать образование конуса (конус Тиндаля).

Явление светорассеяния называют опалесценцией. Это наиболее общее и характерное свойство коллоидных систем. В истинных системах и чистых жидкостях светорассеяние слабо выражено Интенсивность светорассеяния зависит от размера частиц дисперсной фазы, их концентрации, длины волны падающего света и дисперсионной среды.

1) в качестве эмульгатора должно быть ПАВ, молекулы которого дифильны, адсорбируясь на границе раздела масло - вода, они понижают поверхностное натяжение;

2) эмульгаторами могут быть в основном вещества, образующие на межфазной поверхности прочную и упругую пленку (структурно - механический барьер), не разрушающуюся при соударении капель.

Специфическим свойством большинства эмульсий является обращение фаз – изменение типа эмульсии при изменении химической природы эмульгатора.

М/В - В/М

Так, например, если к эмульсии типа- М/В, стабилизированной натриевым мылом, добавить при взбалтывании раствор хлорида-кальция, то впоследствие образования нового эмульгатора - кальциевого мыла, нерастворимого в воде, эта эмульсия перейдет в эмульсию типа В/М. Обращение фаз происходит не сразу, а постепенно.

Тип метод слияния капли эмульсии с каплей воды или неполярной жидкости. На одно эмульсин можно установить различными методами:

1) предметное стекло наносят рядом каплю эмульсии и каплю воды, на другое - каплю эмульсии и каплю неполярной жидкости. Наклоняя стекло, наблюдают, сольются ли обе капли в одну при соприкосновении. Слияние капель - признак того, что взятая жидкость представляет дисперсионную среду эмульсии;

2) метод окрашивания основан на использовании красителей, растворимых в масле или воде. Масло хорошо окрашивается красителем Судан 3, краситель метиленовый синий хорошо растворим в воде и нерастворим в масле

Для определения типа эмульсии берут две пробирки (или колбы), наливают эмульсию, в одну пробирку добавляют Судан 3, в другую - метиленовый синий. После энергичного взбалтывания каплю эмульсии из первой и второй пробирок рассматривают при помощи микроскопа. Если эмульсия М/В - из первой пробирки дисперсионная среда не окрашена, будут

видны оранжевые капельки, из второй пробирки на голубом фоне (дисперсионная среда) будут видны капли масла;
3) по электрической проводимости. Если проводимость сравнительно высока, то это эмульсия М/В; вода - хороший проводник электричества. Если электрическая проводимость будет мала, то эта эмульсия В/М.

**3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)**
**Опыт 1.**

Получение эмульсин.

Выполнение опыта. Приготовьте три пробирки и налейте в первую 5 ми воды, во вторую - 5 мл раствора мыла, в третью- 5 мл раствора белка. Добавьте в каждую пробирку по 3-5 капель растительного масла и взболтайте содержимое. Наблюдайте образование и относительную скорость разрушения эмульсий.

**Опыт 2.**

Получение пен.

Выполнение опыта. Налейте в колбочку 10-15 мл воды и через капиллярную трубочку продувайте воздух. Повторите опыт, заменив моду раствором мыла. В каком случае образуется пена? К полученной пене добавьте 1-2 капли изоамилового спирта. Как это повлияет на устойчивость пены? Объясните, почему в чистой поде пена не образуется, а образуется в растворе мыла? Какова роль изоамилового спирта?

**Опыт 3.**

Получение и обращение эмульсин.

Выполнение опыта.

1) Берут две колбы на 100 мл, в одну наливают 10 мл 3%-го раствора натрия в воде и 10 мл бензола, окрашенного метиленовой синью. В другую колбу наливают 10 мл дистиллированной воды и 10 мл бензола. Обе колбы энергично встряхивают до получения однородной эмульсии. Затем обе колбы оставляют в покое на некоторое время. В первой колбе эмульсия остается устойчивой, во второй наблюдается быстрое расслоение жидкостей (разрушение эмульсии). Дайте объяснение различной устойчивости полученных эмульсий. Для определения типа образовавшейся эмульсии из колбы, в которой не было расслоения, помещают каплю на предметное стекло (при этом необходимо избегать пены) и определяют под микроскопом, что окрашено. Тип эмульсии можно определить к методом слияния капель.
2) К остатку эмульсии в той же колбе приливают несколько купель концентрированного раствора хлорида кальция. Тщательно взбалтывают содержимое колбы и определяют тип эмульсии, под микроскопом. В отчете необходимо нарисовать схемы строения полученных в обоих случаях эмульсий с указанием ориентировки молекул эмульгаторов на границе между дисперсной фазой и дисперсионной средой.

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

**5.Контрольные вопросы.**

1.Какие системы относят к микрогетерогенным системам? Что общего у них с коллоидными системами?

2.Что такое эмульсия? Какова их классификация?

3.Объясните причину неустойчивости эмульсий.

4.Какие требования предъявляют к эмульгатору?

5.Нарисуйте схему расположения молекул эмульгатора на Капельке дисперсной фазы в эмульсиях М/В и В/М.

6.В чем сущность явления обращения фаз эмульсии?

7.Назовите методы определения типа эмульсии.

**6.Список рекомендованной литературы.**

Беляев А.П., Кучук В.И., Евстратова К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. А.П. Беляева, 2010. – 704 с.

Гельфман М.И., Ковалевич О.В., Юстров В.П. Коллоидная химия. – СПб.: Изд-во: Лань, 2010. – 336 с.

Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 352 с. 5. Назаров В. Коллоидная химия: учебное пособие. Изд-во: ДеЛи плюс, 2015. – 250 с.

**7. Домашнее задание** повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

**Инструкция**
**по практическому занятию № 1**

**Тема:** Решение расчетных задач по теме «Основные понятия и законы химии».

**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. $\mathbf{N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}}$ молекул в 1 моль вещества - *постоянная Авогадро* **N** - число молекул, $\mathbf{N = N_A \cdot \upsilon}$
3. Молярная масса (**M**) вещества - это отношение его массы к количеству вещества $\mathbf{M = m / \upsilon}$

**Масса одного моля (1моль) называется мольной (молярной) массой**
***Мольные массы по величине равны атомным и молекулярным массам, например:***
$\mathbf{M(H_2)}$ = 2 г/моль - (мольная) молярная масса молекул водорода $H_2$
**M(H)** = 1 г/моль - (мольная) молярная масса атомов водорода H
$\mathbf{M(H^+)}$ = 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 $\mathbf{H_2}$ содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул
моль **ионов** водорода $\mathbf{H^+}$ 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** $\mathbf{V_m = V / \upsilon}$

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 $MgCI_2$ 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 $BaCI_2$

**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 № 2**

**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.

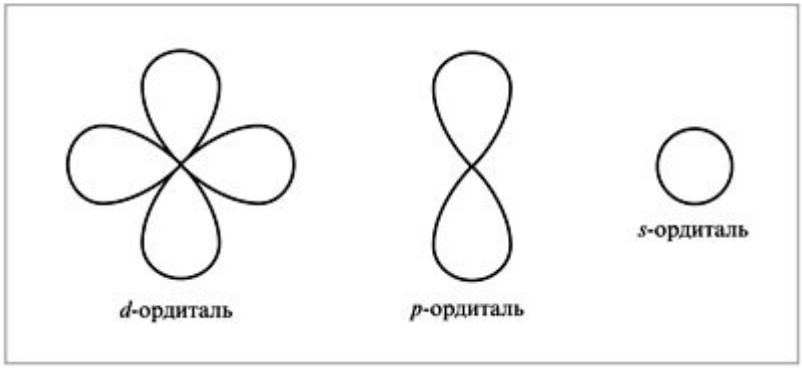
Электроны находятся лишь в определенных квантовых состояниях (квант – порция энергии), соответствующих значениям энергии связи с ядром. Согласно теории М.Планка испускание электромагнитных волн не непрерывно. Атомы поглощают и испускают энергию порциями – квантами. Вся совокупность сложных движений электрона 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 $l$соответствует
$2l + 1$ 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 | |

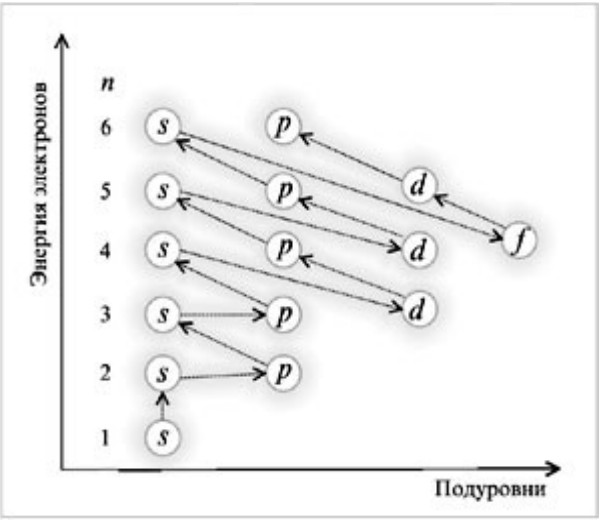
Подобно любой системе, атомы стремятся к минимуму энергии. Это достигается при определенном состоянии электронов (распределение по орбиталям), которое можно оценить на основе следующих закономерностей.

**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.

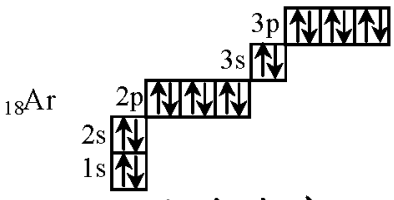
2) В пределах подуровня атомные орбитали заполняются одиночными электронами с параллельными спинами, и когда все орбитали данного подуровня будут заняты, происходит спаривание последних

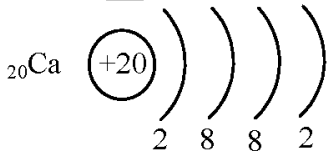
3) Электроны стремятся занять энергетически выгодное положение в электронной оболочке, руководствуясь **правилом наименьшей энергии**. Расположим АО в порядке возрастания значений их энергии, которая определяется суммой: (№ УРОВНЯ + число, которое соответствует подуровню):
**s (0), p (2), d (3), f (4)**

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

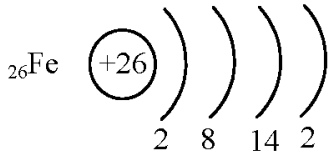
Для упрощения графических электронных формул атомов обозначим условно графическую электронную формулу аргона [Ar] и не будем изображать подуровни, которые у этих атомов не заполняются.

**2.**

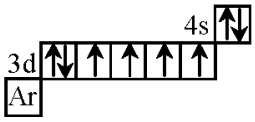


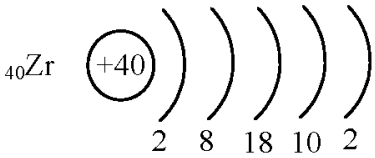




$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

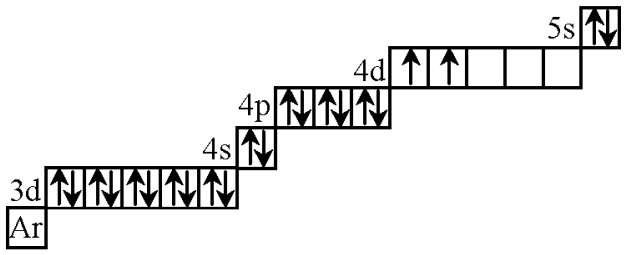



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$




$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$




**Фронтальная работа.**

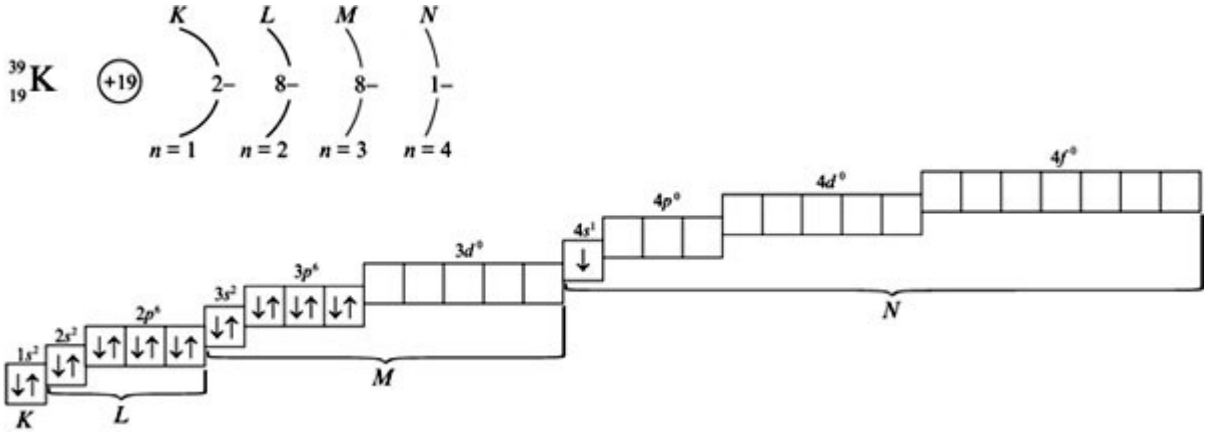
***Пример.*** Рассмотреть применение правила Клечковского для определения распределения электронов по орбиталям в атомах калия ($Z$ = 19) и скандия ($Z$ = 21).

***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:

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

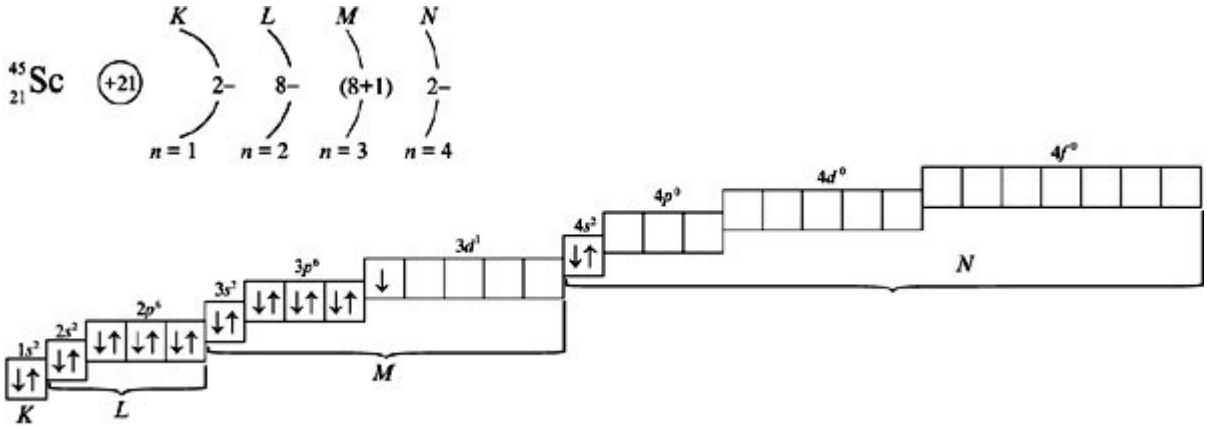



Предшествующий скандию элемент кальций ($Z = 20$) имеет следующее распределение электронов по орбиталям:

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

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 № 3**

**Тема:** Решение задач и выполнение упражнений по закреплению знаний о строении и химических свойствах углеводородов.

**Цель работы:**

-знать понятие алкенов, алкинов, их общую формулу; гомологический ряд и виды изомерии; свойства и получение;

-уметь называть алкены и алкины по систематической номенклатуре; составлять структурные формулы по названию; производить расчеты по химическим уравнениям реакций;

-составлять генетические ряды превращений между алкенами и алкинами.

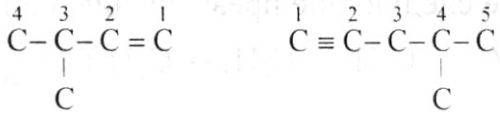
**Этапы занятия:**

**1.Опорные понятия теоретического материала**

**<u>Помните</u>!**

Названия алкенов образуются из названий соответствующих алканов с заменой окончания -ан на -ен, а алкинов - с заменой окончания -ан на -ин.

Нумерацию углеродной цепи начинают с того конца, который ближе к двойной или тройной связи:



Положение кратной связи (двойной и тройной) (с номерами 1 и 2) указываем меньшим номером атома, участвующего в образовании двойной или тройной связи, следовательно, алкен будет называться: 3-метилбутен-1, а алкин -4-метилпентин-1.

**2.Индивидуальная работа.**

1.Напишите структурные формулы следующих соединений:

а)2 - метилбутен - 2;

б)2, 3, 4 - триметилпентен - 1;

в)2, 3 - диметилбутен - 2;

г)3 , 6 - диметилоктен - 1;

д)3 , 3 - диметилбутин - 1;

е)4-этилгексин-2;

ж)2 - метилоктин - 3;

з)3-хлор - 3-метилгептин-1.

2.Назовите следующие углеводороды по систематической номенклатуре:

а) $CH_3-CH-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}}-CH=CH_2$

в) $CH_3-CH_2-\underset{\underset{CH_2-CH_3}{|}}{C}=CH-CH_3$

д) $HC\equiv C-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_3$

ж) $H_3C-C\equiv C-CH_3$

б) $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH=CH-CH_3$

г) $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\underset{\underset{CH_2}{|}}{CH}}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}=\underset{\underset{CH_3}{|}}{\underset{\underset{CH_2}{|}}{C}}-CH_2-CH_3$

е) $H_3C-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}}-\underset{\underset{CH_2-CH_3}{|}}{CH}-C\equiv C-\overset{\overset{CH_3}{|}}{CH}-CH_3$

3 Напишите структурные формулы всех изомеров алкенов и алкинов состава СД-Гз и $C_5H_8$, назовите их по систематической номенклатуре.

4 Решите следующие задачи.

4.1 При пропускании этилена через раствор бромной воды вес склянки увеличился на 14 г. Какой объем этилена поглотится бромной водой? Какая масса бромистого этилена образовалась при этом?

4.2 Какой объем ацетилена можно получить при взаимодействии 51,2 кг карбида кальция с водой, если выход ацетилена составляет 84 % по сравнению с теоретическим?

4.3 Какой объем выделится углекислого газа при сжигании 50 л пропилена (н.у.)?

Примечание: молярный объем любого газа при н.у. равен 22,4 л, который используется в решении задачи. ($V\ 1_{моль\ газа}$= 22,4 л/моль).

5 Осуществите следующие превращения, напишите уравнения реакций:

а) $CaCO_3 \rightarrow CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5Cl \rightarrow$ бутен; $\rightarrow$ циклобутан

б) $CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CH_3-C\begin{matrix}//O\\ \backslash H\end{matrix}$

в) $CH_3\text{-}CH_3 \rightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl \rightarrow CH_2{=}CH_2 \rightarrow CH_2Cl\text{-}CH_2Cl \rightarrow CH\equiv CH$

г) $CH_4 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow CO_2$; $C_2H_4 \rightarrow CH_3-CH_2-OH$

## 3.Контрольные вопросы

1 Какие углеводороды называются непредельными?

2 Что такое алкены, алкины? Их общая формула.
3 Охарактеризуйте природу двойной связи непредельных углеводородов.
4 Какие виды изомерии характерны для алкенов и алкинов?

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

**Инструкция**
**по практическому занятию № 4**

**Тема:** Решение расчетных задач по теме: «Спирты. Альдегиды».

**Цель работы:**
-добиться усвоения понятия “спирты”, «альдегиды»;
-сформировать знания о составе, строении, номенклатуре спиртов и альдегидов;
-закрепить понятия номенклатуры и изомерии предельных одноатомных спиртов и альдегидов;
-развить понятие о видах изомерии;
-продолжить формирование умений и навыков в составлении формул изомеров и гомологов;
-развивать умения анализировать, сравнивать, применять теоретические знания на практике для решения задач;
-расширить знания учащихся о способах решения задач;
-способствовать развитию интереса к органической химии;
-развить умение логически мыслить и выделять главное;
-формировать умение делать выводы, сравнивать, работать с источниками информации (учебник, таблица, схема), высказывать суждения по изучаемым вопросам;
-формировать умение находить пути решения проблемных ситуаций, обосновывать свое решение адекватно поставленной проблеме;
- продолжать формирование умения учащихся работать самостоятельно.

**Этапы занятия:**

**1.Опорные понятия теоретического материала**

Спиртами называют производные углеводородов общей формулы ROH, где R – углеводородный радикал. Формула спирта получается из формулы соответствующего алкана заменой атома H на группу OH: RH → ROH.

Вывести химическую формулу спиртов можно иначе, включая атом кислорода O между атомами C–H молекулы углеводорода:

$$RH \rightarrow ROH,\ CH_3–H \rightarrow CH_3–O–H.$$

Гидроксильная группа OH является *функциональной группой спиртов*. То есть группа OH – особенность спиртов, она обусловливает главные физические и химические свойства этих соединений.

Общая формула одноатомных предельных спиртов – $C_nH_{2n+1}OH$.

**Названия спиртов** получают из названий углеводородов с таким же числом атомов C, как в спирте, добавлением суффикса -*ол*-. Например:

$$CH_4 \rightarrow CH_3OH, \qquad C_2H_6 \rightarrow C_2H_5OH.$$

метан метанол этан этанол

Название спиртов как производных соответствующих алканов характерно для соединений с линейной цепью. Положение группы ОН в них – при крайнем или при внутреннем атоме С – указывают цифрой после названия:

$$CH_3CH_2CH_2CH_3 \rightarrow \overset{4}{C}H_3\overset{3}{C}H_2\overset{2}{C}H_2\overset{1}{C}H_2OH \rightarrow \overset{1}{C}H_3\overset{2}{C}H(OH)\overset{3}{C}H_2\overset{4}{C}H_3.$$

бутан бутанол-1 бутанол-2

Названия спиртов – производных разветвленных углеводородов – составляют обычным образом. Выбирают главную углеродную цепь, которая должна включать атом С, соединенный с группой ОН. Нумеруют атомы С главной цепи таким образом, чтобы углерод с группой ОН получил меньший номер:

$$\overset{4}{C}H_3-\overset{3}{C}H(CH_3)-\overset{2}{C}H(OH)-\overset{1}{C}H_3.$$

Название составляют, начиная с цифры, указывающей положение заместителя в главной углеродной цепи: «3-метил…» Затем называют главную цепь: «3-метилбутан...» Наконец добавляют суффикс -*ол*- (название группы ОН) и цифрой указывают атом углерода, с которым связана группа ОН: «3-метилбутанол-2».

Если заместителей при главной цепи несколько, их перечисляют последовательно, указывая цифрой положение каждого. Повторяющиеся заместители в названии записывают с помощью приставок «ди-», «три-», «тетра-» и т.д. Например:

$$\overset{5}{C}H_3\overset{4}{C}H(CH_3)\overset{3}{C}H_2\overset{2}{C}H(Cl)\overset{1}{C}H_2OH, \qquad \overset{1}{C}H_3-\overset{2}{C}(OH)(CH_3)-\overset{3}{C}H_2-\overset{4}{C}(CH_3)(CH_3)-\overset{5}{C}H_2\overset{6}{C}H_3.$$

2-хлор-4-метилпентанол-1 2,4,4-триметилгексанол-2

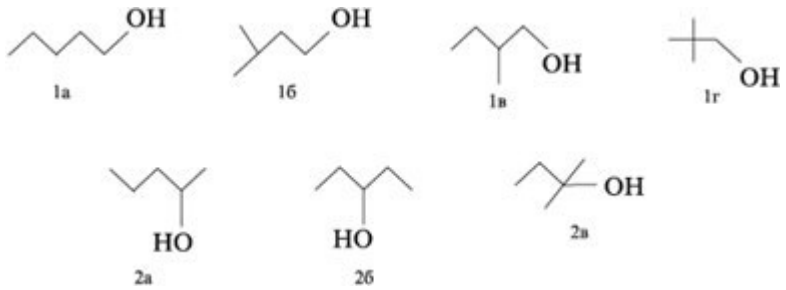
**Изомерия спиртов.** Изомеры спиртов имеют одинаковую молекулярную формулу, но разный порядок соединения атомов в молекулах.

<u>Два вида изомерии спиртов:</u>

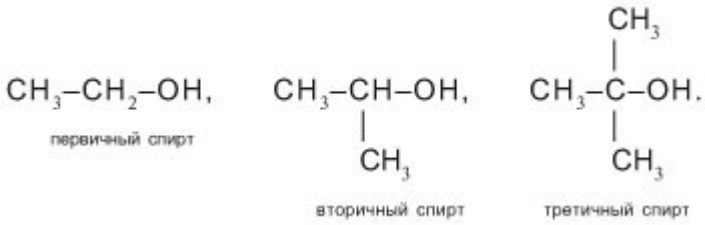
1) *изомерия углеродного скелета;*

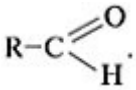
2) *изомерия положения гидроксильной группы в молекуле.*

Представим изомеры спирта $C_5H_{11}OH$ этих двух видов в линейно-уголковой форме записи:

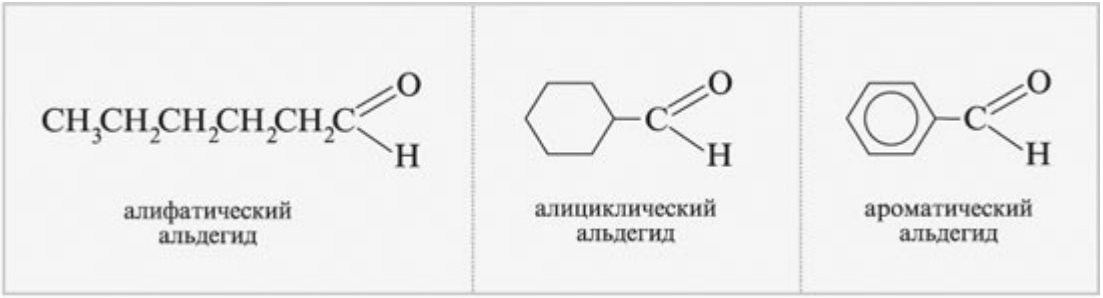



По числу атомов С, связанных со спиртовым (–С–ОН) углеродом, т.е. соседних с ним, спирты называют *первичными* (один сосед С), *вторичными* (два С) и *третичными* (три С-заместителя при углероде –С–ОН). Например:

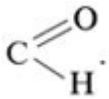



*Альдегидами* называют соединения общей формулы  .

Группа R может быть алифатической (R = алкил, алкенил, алкинил), алициклической (R = циклоалкил) или ароматической (R = арил), у простейшего альдегида (формальдегида) R = H.




**Альдегиды разных классов**

*Функциональная группа альдегидов – альдегидная группа –*  .

В альдегидной группе СНО имеется *карбонильная группа* С=О, связанная с атомом водорода.

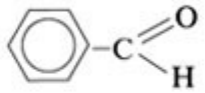
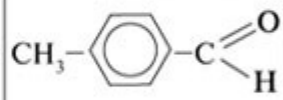
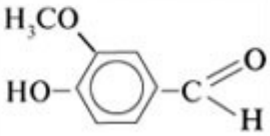
Карбонильный углерод соединен с другими атомами тремя σ-связями. Эти связи образованы гибридными $sp^2$-орбиталями углерода и лежат в одной плоскости под углом 120° друг к другу. Остающаяся негибридизованной *p*-орбиталь углерода перекрывается с *p*-орбиталью кислорода, образуя π-связь. Таким образом, углерод и кислород связаны двойной связью, причем кислород, карбонильный углерод и два атома, соединенные с карбонильным углеродом, лежат в одной плоскости. Например, для ацетальдегида $H_3CCHO$ валентный угол между химическими связями при карбонильном атоме углерода: ∠CCO = ∠OCH = ∠HCC = 120°:

Электроны карбонильной двойной связи C=O не в равной степени принадлежат атомам разной электроотрицательности, подвижное π-облако сильно смещено к кислороду.

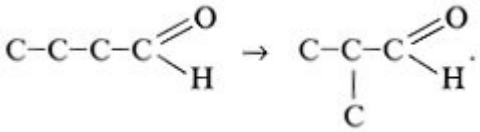
**Номенклатура.** По номенклатуре ИЮПАК названия альдегидов производят от соответствующих алканов по числу атомов углерода в цепи с прибавлением суффикса -*аль*-. Положение заместителей в главной цепи указывают цифрами, считая карбонильный углерод как С-1.
По рациональной номенклатуре названия альдегидов получают из названий соответствующих карбоновых кислот. Альдегиды с боковыми цепями называют как производные соединений с линейной цепью. Положение заместителей указывают греческими буквами α, β, γ, δ и т. д.;
α-углерод – это атом, связанный с группой CHO

Некоторые английские названия альдегидов имеют у нас равноправное хождение: формальдегид HCHO, ацетальдегид $CH_3CHO$, бензальдегид $C_6H_5CHO$.

## Химические формулы и названия альдегидов

| Линейные альдегиды | Разветвленные альдегиды | Ненасыщенные альдегиды | Ароматические альдегиды |
|---|---|---|---|
| Названия по номенклатуре ИЮПАК (названия по рациональной номенклатуре или исторически сложившиеся названия) | | | |
| $H-C(=O)-H$<br>метаналь<br>(муравьиный альдегид) | $(CH_3)_2\overset{\alpha}{C}H-C(=O)-H$<br>2-метилпропаналь<br>(α-метилпропионовый альдегид) | $CH_2=CH-C(=O)-H$<br>пропен-2-аль<br>(акролеин) |  <br>бензальдегид<br>(бензойный альдегид) |
| $CH_3-C(=O)-H$<br>этаналь<br>(уксусный альдегид) | $Cl\overset{\gamma}{C}H_2\overset{\beta}{C}H(CH_3)\overset{\alpha}{C}H_2-C(=O)-H$<br>4-хлор-3-метилбутаналь<br>(γ-хлор-β-метилмасляный альдегид) | $CH_2=C(CH_3)-C(=O)-H$<br>2-метилпропен-2-аль<br>(метакриловый альдегид) |  <br>4-метилбензальдегид<br>(*п*-толуиловый альдегид) |
| $CH_3CH_2-C(=O)-H$<br>пропаналь<br>(пропионовый альдегид) | $(CH_3)_2CH(CH_2)_2-C(=O)-H$<br>4-метилпентаналь<br>(изовалериановый альдегид) | $CH_3CH=CH-C(=O)-H$<br>бутен-2-аль<br>(кротоновый альдегид) |  <br>4-гидрокси-3-метокси-бензальдегид (ванилин) |

**Изомерия альдегидов** RCHO состоит в изменении строения углеродного скелета радикала R:



*Межклассовая изомерия* наблюдается между альдегидами и непредельными спиртами, а также циклическими спиртами, непредельными и циклическими простыми эфирами. Например, молекулярной формуле $C_4H_8O$ отвечают соединения по крайней мере пяти различных классов:

## Получение альдегидов

Главные методы синтеза альдегидов связаны с окислением спиртов и углеводородов.

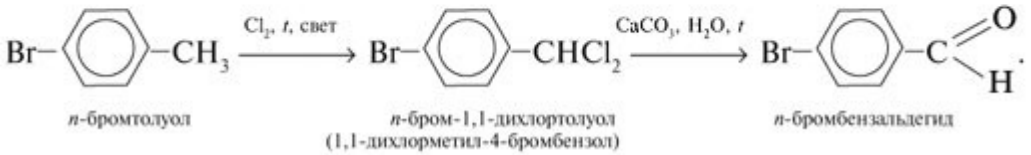
**1.** *Окисление первичных спиртов.* В качестве окислителей применяют кислород воздуха $O_2$ в присутствии медных или серебряных катализаторов, пероксид водорода $H_2O_2$, соединения хрома(VI) и т.д., например:

$$\underset{\textit{н}\text{-пропанол}}{2CH_3CH_2CH_2OH} \xrightarrow{O_2,\ t,\ \text{Cu или Ag}} \underset{\text{пропаналь}}{2CH_3CH_2C{<}^{O}_{H}},$$

$$\underset{\text{этанол}}{CH_3CH_2OH} \xrightarrow[\text{(дихромат калия)}]{K_2Cr_2O_7} \underset{\substack{\text{этаналь}\\ \text{(ацетальдегид)}}}{CH_3C{<}^{O}_{H}}.$$

**2.** *Окисление алкилбензолов* – способ получения ароматических альдегидов:

$$\underset{\text{толуол}}{C_6H_5CH_3} \xrightarrow[\text{(оксид хрома(VI))}]{CrO_3} \underset{\text{бензальдегид}}{C_6H_5C{<}^{O}_{H}},$$




Методы **1** и **2** часто используют в лабораторных условиях.

В промышленности применяют другие методы – **3–5**.

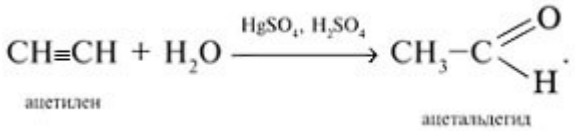
**3.** *Синтез метаналя окислением метана:*

$$\underset{\text{метан}}{CH_4} \xrightarrow{O_2,\ 500\ ^\circ C,\ \text{кат.}} \underset{\substack{\text{метаналь}\\ \text{(формальдегид)}}}{H{-}C{<}^{O}_{H}}.$$

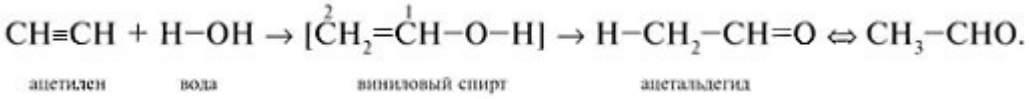
**4.** *Окисление этилена в этаналь кислородом воздуха* в водной среде в присутствии каталитических добавок солей меди, железа и палладия:

$$\underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} \xrightarrow{O_2,\ t,\ \text{кат.}} \underset{\substack{\text{этаналь}\\ \text{(ацетальдегид)}}}{CH_3{-}C{<}^{O}_{H}}.$$

**5.** *Реакция Кучерова* – гидратация ацетилена в кислой среде в присутствии солей ртути(II) – метод синтеза ацетальдегида:




Более понятной будет запись этой реакции как присоединение воды H–OH по кратной связи C≡C с промежуточным образованием непредельного винилового спирта $CH_2$=CH–OH. Спирты с гидроксильной группой OH при двойной связи C=C неустойчивые. Так, в нашем примере двойная связь перемещается по цепи к кислороду, что сопровождается миграцией атома H из гидроксила OH к углероду C-2:




**2.Фронтальная работа.**

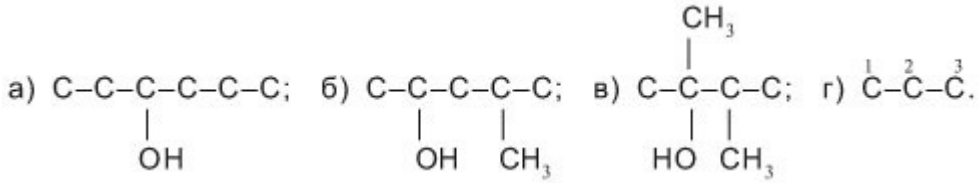
**Задача.** Составьте по одному изомеру спиртов молекулярной формулы $C_6H_{13}OH$ с главной углеродной цепью:
а) $C_6$, б) $C_5$, в) $C_4$, г) $C_3$
и назовите их.

**Решение**

1) Записываем главные углеродные цепи с заданным числом атомов C, оставляя место для атомов H (их укажем позже):

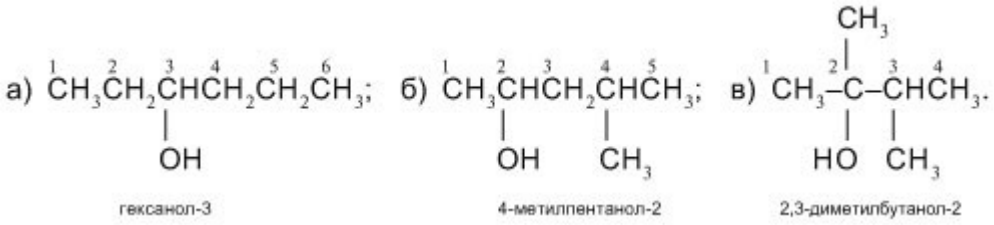
а) C–C–C–C–C–C; б) C–C–C–C–C; в) C–C–C–C; г) C–C–C.

2) Произвольно выбираем место присоединения группы OH к главной цепи и при внутренних атомах C указываем углеродные заместители:




В примере г) нет возможности разместить три заместителя $CH_3$– при атоме C-2 главной цепи. У спирта $C_6H_{13}OH$ нет изомеров с трехуглеродной главной цепью.

3) Расставляем атомы H при углеродах главной цепи изомеров а)–в), руководствуясь валентностью углерода C(IV), и называем соединения:




**Задача 1.** При взаимодействии одноатомного спирта с 48%-й бромоводородной кислотой (плотность 1,5 г/мл) образовалось 49,2 г (0,4 моль) н-алкилбромида. Определите строение исходного спирта и продукта реакции. Какой объем бромоводородной кислоты потребовался, если выход продукта реакции составлял 75% от теоретического?

**Решение**

Уравнение реакции спирта ROH с бромоводородной кислотой:

$$ROH + \underset{M = 81\ г/моль}{\overset{V = y\ мл}{HBr}} \rightarrow \underset{M = x\ г/моль}{\overset{m = 49{,}2\ г}{RBr}} + H_2O.$$

Молярная масса алкилбромида: $M(RBr) = m/\nu = 49{,}2/0{,}4 = 123$ г/моль.
Молярная масса алкильного радикала: $M(R) = 123 – 80 = 43$ г/моль.
Откуда R = *н*-$C_3H_7$. Строение исходного спирта – *н*-$C_3H_7OH$, это пропанол-1.
Продукт реакции – *н*-пропилбромид *н*-$C_3H_7Br$.
Количество вещества бромоводорода с учетом выхода продукта реакции 75% (или 3/4):

$$\nu\ (HBr) = \nu\ (RBr) : 3/4 = 0{,}4 : 3/4 = 0{,}53\ моль.$$

Воспользуемся формулами:

$$\omega_{в\text{-}ва}\ (\%) = m(в\text{-}ва)\bullet 100\ (\%)/m(р\text{-}ра);$$

$$m(р\text{-}ра) = \rho\bullet V(р\text{-}ра).$$

Масса 48%-й кислоты HBr равна:

$$m(100\%\text{-й } HBr)\bullet 100/48,$$

что соответствует объему жидкости ($\rho$ = 1,5 г/мл):

$$V(48\%\text{-й } HBr) = 0{,}53\bullet 81\bullet 100/(48\bullet 1{,}5) = 60\ мл.$$

***Ответ.*** Спирт – пропанол-1, алкилбромид – 1-бромпропан, $V$(48%-й HBr) = 60 мл.

***Задача 2.*** Определите молярную массу и строение спирта, если известно, что при взаимодействии 7,4 г этого спирта с металлическим натрием выделяется 1,12 л газа (н.у.), а при окислении оксидом меди(II) образуется соединение, которое дает реакцию «серебряного зеркала».

**Решение**

Составим уравнения реакций спирта ROH с: а) натрием; б) окислителем CuO:

$$\text{а)}\ \underset{M = x\ \text{г/моль}}{\overset{m = 7{,}4\ \text{г}}{2ROH}} + 2Na \rightarrow 2RONa + \underset{V_м = 22{,}4\ \text{л/моль}}{\overset{V = 1{,}12\ \text{л}}{H_2\uparrow}},$$

$$\text{б)}\ R'CH_2OH + \underset{\text{окислитель}}{CuO} \rightarrow R'\underset{\underset{H}{|}}{C}{=}O + Cu + H_2O.$$

Из уравнения (а) методом отношений определим молярную массу неизвестного спирта:

$$7{,}4/2x = 1{,}12/22{,}4,\ x = M(ROH) = 74\ \text{г/моль}.$$

Такую молярную массу имеют спирты $C_4H_{10}O$. Причем согласно условию задачи [см. уравнение (б)] это могут быть первичные спирты – бутанол-1 $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ или
2-метилпропанол-1 $(CH_3)_2CHCH_2OH$.

***Ответ.*** $M(C_4H_{10}O) = 74$ г/моль, это бутанол-1 или 2-метилпропанол-1.

***Задача 3.*** Для нейтрализации смеси этилового спирта и фенола потребовалось 25 мл 40%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,4 г/мл). При обработке этой смеси натрием выделилось 6,72 л газа (н.у.). Определите массовые доли компонентов в исходной смеси.

**Решение**

С гидроксидом калия реагирует только фенол, а с натрием взаимодействует как фенол, так и спирт. Используем обозначения: масса фенола в смеси $m(C_6H_5OH) = x$; $m(KOH) = k$; объем водорода, выделившегося в реакции (б), $V(H_2)_б = y$; масса спирта $m(C_2H_5OH) = z$.

Запишем уравнения реакций:

$$\underset{M = 94\ \text{г/моль}}{\overset{m = x\ \text{г}}{C_6H_5OH}} + \underset{M = 56\ \text{г/моль}}{\overset{m = k\ \text{г}}{KOH}} \rightarrow C_6H_5OK + H_2O, \qquad \text{(а)}$$

$$\underset{M = 94\ \text{г/моль}}{\overset{m = x\ \text{г}}{2C_6H_5OH}} + 2Na \rightarrow 2C_6H_5ONa + \underset{V_м = 22{,}4\ \text{л/моль}}{\overset{V = y\ \text{л}}{H_2\uparrow}}, \qquad \text{(б)}$$

$$\underset{M = 46\ \text{г/моль}}{\overset{m = z\ \text{г}}{2C_2H_5OH}} + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + \underset{V_м = 22{,}4\ \text{л/моль}}{\overset{V = (6{,}72 - y)\ \text{л}}{H_2\uparrow}}. \qquad \text{(в)}$$

С помощью формулы $m = \rho \cdot V$ определим массу 25 мл 40%-го раствора KOH:

$$m(40\%\text{-й KOH}) = 1{,}4 \cdot 25 = 35\ \text{г}.$$

Масса вещества KOH в 40%-м растворе KOH равна:

$$m(KOH) = \omega_{\text{в-ва}}(\%) \cdot m(\text{р-ра})/100(\%) = 40 \cdot 35/100 = 14\ \text{г, т.е. } k = 14\ \text{г}.$$

Количество вещества: $\nu(KOH) = m/M = 14/56 = 0{,}25$ моль;

$$\nu(C_6H_5OH) = \nu(KOH) = 0{,}25\ \text{моль}.$$

Масса фенола: $m(C_6H_5OH) = \nu \cdot M = 0{,}25 \cdot 94 = 23{,}5$ г.

Подставим значение $x = 23{,}5$ г в уравнение (б) и найдем неизвестный объем $H_2$ $y$:

$$23{,}5/(2 \cdot 94) = y/22{,}4,$$

$$y = 23{,}5 \cdot 22{,}4/188 = 2{,}8\ \text{л}\ H_2.$$

Объем водорода, выделившегося в реакции (в):

$$V(H_2)_в = 6,72 – 2,8 = 3,92 \text{ л.}$$

Из уравнения (в) найдем массу спирта:

$$z/(2•46) = 3,92/22,4,$$

$$z = 2•46•3,92/22,4 = 16,1 \text{ г.}$$

Масса смеси спирта и фенола равна: 16,1 + 23,5 = 39,6 г.

Массовая доля спирта в смеси:

$$\omega(\text{спирта}) = m(\text{спирта})/m(\text{смеси}) = 16,1/39,6 = 0,407, \text{ или } 40,7\%.$$

***Ответ.*** В смеси 40,7% спирта и 59,3% фенола.

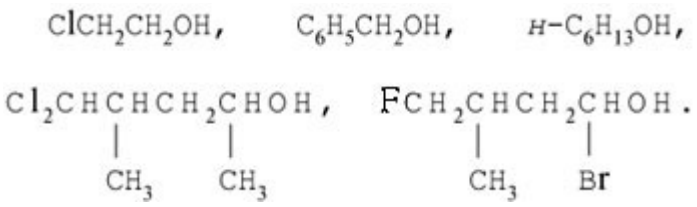
**3.Индивидуальная работа**.

**1.** Подчеркните химические формулы предельных одноатомных спиртов:

$CH_3OH$, $C_2H_5OH$, $CH_2{=}CHCH_2OH$, $CH{\equiv}CCH_2OH$, $C_3H_7OH$,

$CH_3CHO$, $C_6H_5CH_2OH$, $C_4H_9OH$, $C_2H_5OC_2H_5$, $HOCH_2CH_2OH$.

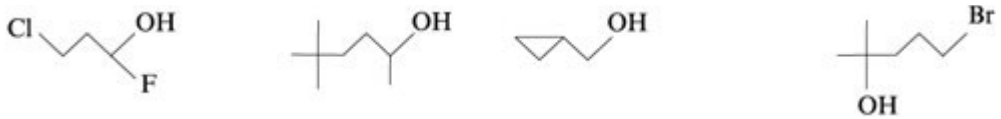
**2.** Назовите следующие спирты:



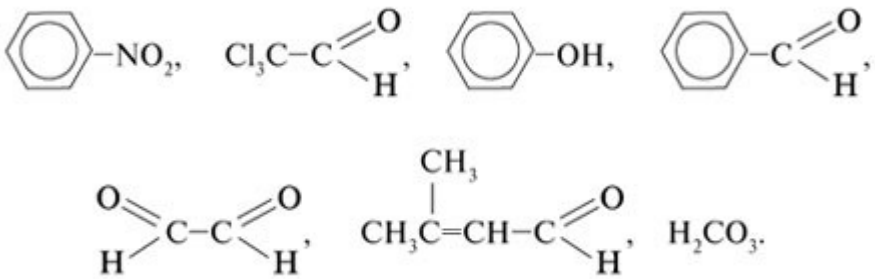
**3.** Составьте структурные формулы по названиям спиртов: а) гексанол-3; б) 2-метилпентанол-2; в) н-октанол; г) 1-фенилпропанол-1; д) 1-циклогексилэтанол.

**4.** Составьте структурные формулы изомеров спиртов общей формулы $C_6H_{13}OH$:
а) первичного; б) вторичного; в) третичного. Назовите эти спирты.

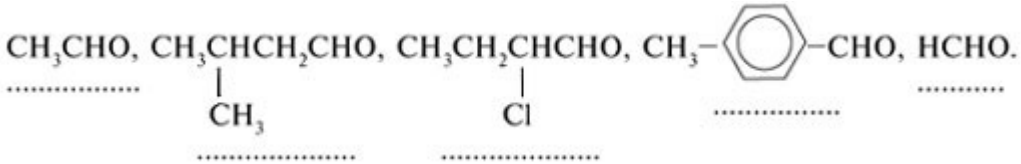
**5.** По линейно-уголковым (графическим) формулам соединений запишите их структурные формулы и дайте названия веществам:




**6.** Подчеркните химические формулы альдегидов:



**7.** Назовите следующие соединения:



**8.** Напишите структурные формулы изомерных альдегидов с общей формулой $C_6H_{12}O$, имеющих заместители в $\alpha$-положении. Назовите эти соединения.

**9.** Составьте уравнения реакций получения ацетальдегида в промышленности.

**10.** Составьте структурные формулы альдегидов по названиям веществ:
а) н-гексаналь; б) изопентаналь (3-метилбутаналь); в) акролеин (пропен-2-аль);
г) кротоновый альдегид (бутен-2-аль); д) цитраль (3,7-диметилоктадиен-2,6-аль).

**11.** Объясните, почему альдегиды кипят при температуре значительно более низкой, чем спирты с тем же числом углеродных атомов (например, температура кипения ацетальдегида – 21 °С, а этанола – 78 °С).

**12.**Какой объем (в л) кислорода (н.у.) потребуется для полного сгорания 31,25 мл этилового спирта (плотность 0,8 г/мл) и сколько граммов осадка получится при пропускании продуктов реакции через известковую воду?

1**3.** Спирт неизвестного строения вступает в реакцию замещения с 48%-м раствором бромоводородной кислоты с образованием алкилбромида, имеющего плотность по водороду 61,5. Определите строение этого спирта, если известно, что при его окислении образуется альдегид.

1**4.** При межмолекулярной дегидратации смеси двух одноатомных спиртов выделилось 10,8 г воды и образовалось 36 г смеси трех органических соединений в равных мольных количествах, принадлежащих к одному и тому же классу органических соединений (выход 100%). Каково строение исходных спиртов?

1**5.** Смесь ароматического углеводорода (гомолога бензола) и фенола общей массой 14 г обработали бромной водой (реагирует только фенол). При этом выпало 33,1 г осадка. Определите структурную формулу ароматического углеводорода, если известно, что он находился в исходной смеси в количестве 0,05 моль.

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

**Инструкция**
**по практическому занятию № 5**

**Тема:** Решение расчетных задач по теме: «Кислородсодержащие соединения».

**Цель работы**:
-научиться распознавать кислородсодержащие вещества по качественным реакциям;
-записывать уравнения реакций, проводить расчеты.

**Реактивы:** индикаторная бумага, раствор сульфата меди (II), аммиачный раствор оксида серебра, раствор хлорида железа (III), раствор гидроксида натрия

**Оборудование:** спиртовки, пробирки, держатели для пробирок, стеклянные палочки

**Этапы занятия:**

**Индивидуальная работа.**

1.***Исследуйте выданные в пронумерованных пробирках вещества. Каждую реакцию проводите в чистой пробирке!!!***

| | |
|---|---|
| 1.Вещество имеет кислую реакцию среды | если «да», то переход к пункту 2<br>если «нет», то переход к пункту 3 |
| 2.Вещество дает фиолетовое окрашивание в реакции с хлоридом железа (III) | если «да», то это **фенол**<br>если «нет», то это **карбоновая кислота** |
| 3.Вещество при взаимодействии с гидроксидом меди (II) без нагревания дает ярко-синее окрашивание | если «да», то переход к пункту 4<br>если «нет», то переход к пункту 5 |
| 4.Вещество при взаимодействии с аммиачным раствором дает реакцию «серебряного зеркала» | если «да», то это **моносахарид**<br>если «нет», то переход к пункту 5 |
| 5.Вещество при взаимодействии с аммиачным раствором или гидроксидом меди при нагревании дает реакцию «серебряного зеркала» или оранжевый осадок | если «да», то это **альдегид**<br>если «нет», то это **многоатомный спирт** |

## 1. *Решите задачи, выполните упражнения.*

1. Определите формулу вещества 1, если при сгорании 4,6 г этого вещества выделяется 4,4 г углекислого газа и 1,8 г воды. Плотность вещества по водороду равна 23.

2. Вещество 2 – изомер 3,4 -диметилбутаналя, имеющий неразветвленное строение. Определите его формулу и название.

3. Анализ вещества 3 показал, что в нем содержится 39,8% углерода, 6,5% водорода и 53,7% кислорода. Плотность вещества по водороду равна 45. Определите формулу этого вещества. *( <u>Подсказка</u>: в формуле вещества кроме карбоксильной группы есть еще и гидроксидная группа)*

4. Определите вещество Z, записав в тетради уравнения химических реакций по схеме:

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2Br \xrightarrow{NaOH(водный)} X \xrightarrow{[O]} Y \xrightarrow{(Cu(OH)2\ ,\ t} Z$$

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2Br \xrightarrow{NaOH(водный)} X \xrightarrow{[O]} Y \xrightarrow{(Cu(OH)2\ ,\ t} Z$$

5. При полном замещении атомов водорода в гидроксидных группах 12 г. натрия выделяется 3, 36 л водорода (при н.у.) Определите вещество 5

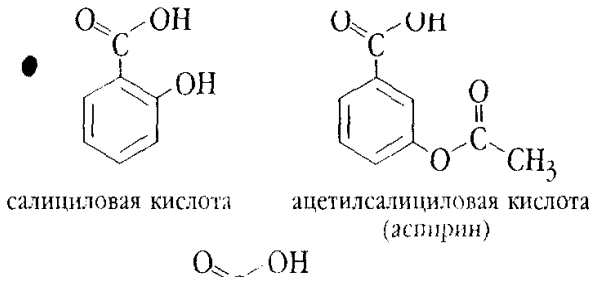
## 2. Результаты исследований оформите в виде таблицы:

| № | **Класс кислород-содержащих соединений** *(по результатам практической работы)* | **Формула, название** *(по результатам решения задач)* | **Примеры** |
|---|---|---|---|
| 1. | | | При опасности обыкновенные муравьи выделяют **вещество 1** |
| 2. | | | Некоторые виды муравьев и клопов для предупреждения соплеменников об опасности выделяют **вещество 2** |
| 3. | | | Для комаров привлекающим веществом у комаров |

| | | | |
|---|---|---|---|
| | | | является **вещество 3** |
| 4. | | | Самки обезьян для привлечения самцов выделяют **вещество 4** |
| 5. | | | Гусеницы некоторых бабочек способны переохлаждаться до -38º за счет содержания в жидкостях тела до 40% **вещества 5** |

**Контрольные вопросы**

Рассмотрите структурные формулы двух веществ, назовите функциональные группы.




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

**Инструкция**
**по практическому занятию № 6**

**Тема:** Вычисления в количественном анализе.

**Цель работы:**
-научить студентов производить расчеты по имеющимся химическим формулам;
-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**

**Гравиметрический (весовой) Анализ**

1. Вычисление влажности:

$$X = \frac{A - B}{A} * 100\%,$$

**где**
X- влажность, %;
A-B - масса удаленной влаги, г;
A- масса навески до высушивания, г;
B- весовая форма, г.

$$X = \frac{B}{A} * 100\%,$$

2. Вычисление зольности:

**где**
X- зольность, %;
A- масса навески до прокаливания, г;
B- весовая форма, г.

3. Вычисление содержания элемента в вещества:

$$X = \frac{B}{A} * 100\%,$$

**где**
X - содержание элемента, %;
n - количеств вещества, моль;
Ar(Э) - атомная масса элемента;
Mr(в-ва)- молекулярная масса вещества;
A- масса навески, г;

В - весовая форма, г.
1.Массовая доли растворенного вещества - отношение массы вещества к массе раствора:

$$\omega = \frac{m(\text{в}-\text{ва})}{m(\text{р})} * 100,$$

**где**
w - массовая доля, %;
m(в-ва) - масса растворенного вещества, г;
m (р) - масса раствора, г.
2. Молярная концентрации вещества - количество вещества (моль), содержащегося в 1л раствора (1000мл):

$$\text{M} = \frac{n * 1000}{V(\text{р})},$$

**где**
M - молярная концентрация, M
n - количество вещества, моль; V(р)- объем раствора, мл.
3.Нормальная концентрация- количество эквивалентов вещества, содержащегося в 1л раствора (1000мл):

$$\frac{x*1000}{N} = \text{Э}(\text{в} - \text{ва}) * V(\text{р}),$$

**где**
N- нормальная концентрация, н
n - масса вещества, г
Э(в-ва)- эквивалент вещества
V(р)-объем раствора, мл
4.Титр - отношение массы растворенного вещества к объему раствора:

$$T = \frac{m}{V},$$

**где**
T - титр, г/мл
m- масса вещества, г
V - объем раствора, мл.

$$\text{T} = \frac{N * \text{Э}}{1000}$$

**2.Индивидуальная работа.**
**Решить задачи:**
1. Вычислить влажность продукта, если масса его до высушивания составляла 0,1486г, а после высушивания- 0,1374г. (7,53%)
2. Вычислить влажность продукта, если масса навески равна 0,844г, а масса весовой формы - 0,840г. (47,39%)

3. Вычислить массу неорганического остатка вещества, если масса продукта до прокаливания составила 0,732г, а зольность равна 35%. (25,62%)
4. Вычислит зольность вещества, если масса навески равна 1,534г, масса весовой формы - 1,420г. (2,57%)
5. Вычислить содержание брома в бромиде кальция CaBr2 массой 7,00г, если масса весовой формы равна 4,8г. (54,85%)
6. Определить содержание калия в карбонате калия K2CO3, если масса навески составила 3,8г, а масса весовой формы- 3,4г. (50,57%)

**Решить задачи:**

1. Чему равна массовая доля вещества, если в 200г воды растворили 50г вещества? (20%)
2. Найти массу соли и воды для приготовления 300гЛ0%-ного раствора. (30г. соли, 270г воды)
3. Чему равен эквивалент карбоната кальция CaCO3? (50)
4. Вычислить эквивалент фосфорной кислоты H3PO4. (32,6)
5. Определить эквивалент гидроксида бария Ba(OH)2. (85,5)
6. Чему равен титр серной кислота H2SO4, если 3г кислоты содержится в 120мл раствора? (0,025г/мл)
7. Чему равна нормальная концентрация раствора» если в 150мл раствора содержится 5г сульфата меди (II) CuSO4? (0,4167н)
8. Чему равен титр 3н раствора гидроксида натрия NaOH ? (0,120г/мл)
9. Какова масса хлорида магния MgCl2 в 180мл 3н раствора? (25,65г)
10. Рассчитать молярную концентрацию раствора объемом 136мл, где содержание вещества 2 моль. (14.71М)

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

**Инструкция**
**по практическому занятию № 7**

**Тема:** Решение расчетных задач по теме: «Окислительно-восстановительные реакции».

**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:

$$\begin{array}{c|c|c|l} 4 & 20 & -5e & \overset{-3}{N} - 5e \rightarrow \overset{+2}{N} \\ 5 & & +4e & \overset{0}{O_2} + 4e \rightarrow 2\overset{-2}{O} \end{array}$$

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 ω).
Например, для реакции $KMnO_4$ с $K_2SO_3$ в кислой среде:

$$K\overset{+7}{Mn}O_4^{1-} + K_2\overset{+4}{S}O_3^{2-} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{Mn}SO_4^{2-} + K_2\overset{+6}{S}O_4 + H_2O.$$

Электронное уравнение этой реакции получается по схеме:

$$\begin{array}{c|c|c|l} 5 & 10 & -2e & \underset{\text{в-ль}}{\overset{+4}{S}} - 2e \rightarrow \overset{+6}{S} \\ 2 & & +5e & \underset{\text{ок-ль}}{\overset{+7}{Mn}} + 5e \rightarrow \overset{+2}{Mn} \end{array}$$

$$5\overset{+4}{S} + 2\overset{+7}{Mn} = 5\overset{+6}{S} + 2\overset{+2}{Mn}.$$

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:

$$\begin{array}{c|c|l|l}
5 & & -2e & \underset{\text{в-ль}}{SO_3^{2-}} + \overset{0}{H_2O} \xrightarrow{-2e} \underset{\text{ок-ль}}{SO_4^{2-}} + 2H^+ \\
 & 10 & & (-2) + 0 - (-2) = (-2) + (+2) \\
2 & & +5e & \underset{\text{ок-ль}}{MnO_4^{1-}} + 8H^+ \xrightarrow{+5e} Mn^{2+} + 4\overset{0}{H_2O} \\
 & & & (-1) + (+8) + (-5) = (+2) + 4 \cdot 0
\end{array}$$

$$5SO_3^{2-} + 5H_2O + 2MnO_4^{1-} + 16H^+ = 5SO_4^{2-} + 10H^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O,$$

$$\begin{array}{ccccccccc}
5SO_3^{2-} & + & 2MnO_4^{1-} & + & 6H^+ & = & 5SO_4^{2-} & + & 2Mn^{2+} & + & 3H_2O, \\
10K^+ & & 2K^+ & & 3SO_4^{2-} & & 10K^+ & & 2SO_4^{2-} & &
\end{array}$$

$$5K_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 6K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O.$$

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:

$$\begin{array}{c|c|l|l}
1 & & -2e & \underset{\text{в-ль}}{SO_3^{2-}} + 2OH^- \xrightarrow{-2e} \underset{\text{ок-ль}}{SO_4^{2-}} + \overset{0}{H_2O} \\
 & 2 & & (-2) + (-2) - (-2) = (-2) + 0 \\
2 & & +1e & MnO_4^- \xrightarrow{+1e} MnO_4^{2-};
\end{array}$$

$$\begin{array}{ccccccccc}
SO_3^{2-} & + & 2OH^- & + & 2MnO_4^- & = & SO_4^{2-} & + & H_2O & + & 2MnO_4^{2-}, \\
2K^+ & & 2K^+ & & 2K^+ & & 2K^+ & & & & 4K^+
\end{array}$$

$$K_2SO_3 + 2KOH + 2KMnO_4 = K_2SO_4 + H_2O + 2K_2MnO_4.$$

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 $H_2O$:

$$\begin{array}{c|c|l|l}
3 & & -2e & SO_3^{2-} + \overset{0}{H_2O} \xrightarrow{-2e} SO_4^{2-} + 2H^+ \\
 & & & (-2) + 0 - (-2) = (-2) + (+2) \\
2 & 6 & +3e & MnO_4^- + 2\overset{0}{H_2O} \xrightarrow{+3e} \overset{0}{MnO_2} + 4OH^- \\
 & & & (-1) + 2 \cdot 0 + (-3) = 0 + (-4)
\end{array}$$

$$3SO_3^{2-} + 3H_2O + 2MnO_4^{1-} + 4H_2O = 3SO_4^{2-} + 2MnO_2 + \underbrace{6H^+ + 8OH^-}_{6H_2O + 2OH^-},$$

$$\underset{6K^+}{3SO_3^{2-}} + \underset{2K^+}{2MnO_4^{1-}} + H_2O = \underset{6K^+}{3SO_4^{2-}} + 2MnO_2 + \underset{2K^+}{2OH^-},$$

$$3K_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O = 3K_2SO_4 + 2MnO_2 + 2KOH.$$

**2.Фронтальная работа.**

1) $H\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} \rightarrow H_2\overset{-2}{O} + \overset{+4}{N}\overset{-2}{O_2} + \overset{0}{O_2}$,

| | | | |
|---|---|---|---|
| 1 | 4 | $-4e$ | $2\overset{-2}{O} \xrightarrow[\text{в-ль окисление}]{-2e\cdot 2} \overset{0}{O_2}$ |
| 4 | | $+1e$ | $\overset{+5}{N} \xrightarrow[\text{ок-ль восстановление}]{+1e} \overset{+4}{N}$ |

$2\overset{-2}{O} + 4\overset{+5}{N} = \overset{0}{O_2} + 4\overset{+4}{N}$,

$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2 + O_2$.

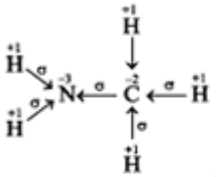
2) $\overset{0}{Al} + \overset{+2}{Fe}(\overset{+3}{FeO_2})_2 \xrightarrow{t} \overset{0}{Fe} + \overset{+3}{Al_2}O_3$,
или $FeO \cdot Fe_2O_3$,
или $Fe_3O_4$

| | | | |
|---|---|---|---|
| 3 | 24 | $+2e$ | $\overset{+2}{Fe} \xrightarrow[\text{ок-ль восстановление}]{+2e} \overset{0}{Fe}$ |
| | | $+8e$ | |
| | | $+6e$ | $2\overset{+3}{Fe} \xrightarrow[\text{ок-ль восстановление}]{+3e\cdot 2} 2\overset{0}{Fe}$ |
| 4 | | $-6e$ | $2\overset{0}{Al} \xrightarrow[\text{в-ль окисление}]{-3e\cdot 2} 2\overset{+3}{Al}$ |

$3\overset{+2}{Fe} + 6\overset{+3}{Fe} + 8\overset{0}{Al} = 9\overset{0}{Fe} + 8\overset{+3}{Al}$,

$8Al + 3Fe(FeO_2)_2 \overset{t}{=} 9Fe + 4Al_2O_3$.

3) $H_3CNH_2 + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t} \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2} + H_2\overset{-2}{O} + \overset{0}{N_2}$,




| | | | |
|---|---|---|---|
| 4 | 36 | $-6e$ | $\overset{-2}{C} \xrightarrow[\text{в-ль окисление}]{-6e} \overset{+4}{C}$ |
| | | $-9e$ | |
| | | $-3e$ | $\overset{-3}{N} \xrightarrow[\text{в-ль окисление}]{-3e} \overset{0}{N}$ |
| 9 | | $+4e$ | $\overset{0}{O_2} \xrightarrow[\text{ок-ль восстановление}]{+2e\cdot 2} 2\overset{-2}{O}$ |

$4\overset{-2}{C} + 4\overset{-3}{N} + 9\overset{0}{O_2} = 4\overset{+4}{C} + 4\overset{0}{N} + 18\overset{-2}{O}$,

$4H_3CNH_2 + 9O_2 \overset{t}{=} 4CO_2 + 10H_2O + 2N_2$.

**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) $\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{S_2} + O_2 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + SO_2$;

3) $\underset{\text{этилен}}{H_2C{=}CH_2} + KMnO_4 + H_2O \rightarrow KOH + MnO_2 + \underset{\text{этиленгликоль}}{\underset{OH}{\underset{|}{CH_2}}-\underset{OH}{\underset{|}{CH_2}}}$.

**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 задач на расчет энтальпий химических реакций.

**Цель работы:** научиться решать расчётные задачи, применяя законы термохимии и термодинамики.

**Этапы занятия:**

**1.Опорные понятия теоретического материала**

Реакции, при которых теплота выделяется (энтальпия уменьшается), называются **экзотермическими**. Реакции, при которых теплота поглощается (энтальпия растет), называются **эндотермическими**. Обычно экзотермическими являются те реакции, при которых продукты обладают более прочными химическими связями, чем исходные вещества, а эндотермические — наоборот.

Для того чтобы можно было сравнить энергетические эффекты различных процессов, термохимические расчеты обычно относят к 1 моль вещества и условиям, принятым за стандартные. За стандартные принимают давление 101 325 Па и температуру чаще всего 25°С (298,15 К).

Тепловые эффекты обычно мало зависят от температуры и давления. Уравнения химических реакций с указанием теплового эффекта называют термохимическими уравнениями. Помимо теплового эффекта, в термохимических уравнениях часто указывается также фазовое состояние и полиморфная модификация веществ.

Если имеется несколько реакций, итоговый тепловой эффект рассчитывают по закону Гесса

Под **энтальпией образования** понимают тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых веществ. Обычно используют стандартные энтальпии образования (которые в стандартных условиях). Стандартные энтальпии образования веществ, устойчивых в стандартных условиях (кислород, жидкий бром, кристаллы иода и так далее), считаются равными нулю. Остальные имеются в таблицах в справочниках.

По закону Гесса тепловой эффект любой реакции находится как разность между суммой теплот образования всех продуктов и суммой теплот образования всех реагентов в данной реакции :

$\Delta H_{\text{реакции}}^{\Theta} = \Sigma\Delta H_{\text{f}}^{\Theta}$ (продукты) — $\Sigma\Delta H_{\text{f}}^{\Theta}$ (реагенты)

Поэтому зная стандартные энтальпии образования веществ, участвующих в реакции, можно получить тепловой эффект этой реакции (в стандартных условиях), только надо энтальпию каждого вещества еще умножать на количество его молей.

Энтальпии образования известны примерно для 4 тыс. веществ в различных состояниях. Это позволяет чисто расчетным путем установить энергетические эффекты самых разнообразных процессов.

**Энтальпия гидратации ионов** - количество теплоты, которое выделяется при переходе 1 моль ионов из вакуума в водный раствор.

Значение энтальпии гидратации можно рассчитать, используя известные значения энтальпии других процессов. Так, растворение ионного соединения можно представить в виде двух стадий: разрушение кристаллической решетки на свободные ионы и гидратация ионов. Тогда, согласно закону Гесса, тепловой эффект (энтальпию) растворения можно представить в виде алгебраической суммы энергии (энтальпии) разрушения кристаллической решетки и энтальпии гидратации ионов, а отсюда выразить энтальпию гидратации.

Энтальпия гидратации зависит от заряда и размера гидратируемого иона. В ряду ионов с однотипной электронной конфигурацией энтальпия гидратации возрастает с уменьшением размера иона.

Разрушение кристаллической решетки на свободные ионы — процесс эндотермический, гидратация ионов — процесс экзотермический, следовательно, общий тепловой эффект растворения может быть как отрицательным, так и положительным, в зависимости от размера этих двух энтальпий в данном конкретном случае. Так, при растворении КОН тепло выделяется, а на растворение нитрата калия тепло, наоборот, нужно затрачивать.

**2.Фронтальная работа.**

**Для выполнения практической работы необходимо повторить следующие теоретические вопросы:**

1.Экзотермические и эндотермические реакции.
2.Тепловой эффект химической реакции.
3.Почему в химических реакциях выделяется или поглощается энергия?
4.Термохимическое уравнение реакции. Чем оно отличается от химического?
5.От чего зависит значение теплового эффекта?
6.Какая связь существует между тепловым эффектом и энтальпией?
7.Теплота образования.
8.Теплота сгорания.
9.Теплота разложения.
10.Первый закон термохимии.
11.Закон Гесса.
12.На основании чего производятся термохимические реакции?

**Образец решения задачи:**

Вычисление энтальпию реакции полного окисления этилового спирта до уксусной кислоты, если энтальпии образования всех веществ, участвующих в реакции равны: Для

$$\Delta H^0 обр. C_2H_5OH_{(ж)} = -277 \frac{кДж}{моль}$$

$$\Delta H^0 обр. CH_3COOH_{(ж)} = -487 \frac{кДж}{моль}$$

$$\Delta H^0 обр. H_2O_{(ж)} = -285{,}9 \frac{кДж}{моль}$$

$$\Delta H^0 обр. O_2 = 0$$

реакция окисления этилового спирта:

$$C_2H_5OH + O_2 = CH_3COOH + H_2O$$

$\Delta H^0 обр. C_2H_5OH_{(ж)} = -277 \frac{кДж}{моль}$
$\Delta H^0 обр. CH_3COOH_{(ж)} = -487 \frac{кДж}{моль}$
$\Delta H^0 обр. H_2O_{(ж)} = -285{,}9 \frac{кДж}{моль}$
$\Delta H^0 обр. O_2 = 0$

Решение:
Из закона Гесса следует, что
$\Delta H_p = (\Delta H^0 обр. CH_3COOH + \Delta H^0 обр. H_2O) -$
$- (\Delta H^0 C_2H_5OH + \Delta HO_2) = -487 - 285{,}9 + 277 =$
$= -495{,}9$(кДж)
Объем: $\Delta H_p = -495{,}9$ кДж, реакция экзотермическая
Ответ:

**3.Индивидуальная работа.**
**Задачи для самостоятельного решения.**

1. Определить энтальпию реакции спиртового брожения глюкозы.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{ферменты} 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

$$\Delta H\ C_6H_{12}O_6 = -1273\ кДж/моль$$

$$\Delta H\ C_2H_5OH = -1366{,}91\ кДж/моль$$

$$\Delta H\ CO_2 = -393{,}5\ кДж/моль$$

2. Определить энтальпию реакции:

$$NH_{3(г.)} + HCL_{(г.)} = NH_4CL_{(г.)}$$

$$\Delta H^0 NH_4CL = -92{,}3\ кДж/моль$$

$$\Delta H^0 NH_3 = -46{,}2\ кДж/моль$$

$$\Delta H^0 HCL = -313{,}6\ кДж/моль$$

3. Определите какая из данных реакций экзо-, а какая эндотермическая? Ответ обоснуйте.

$$N_2 + O_2 \qquad 2NO;\ \Delta H = +80\ кДж$$

$$N_2 + 3H_2 \qquad 2NH_3;\ \Delta H = -88\ кДж$$

4. Определите энтальпию образования этилена по уравнению горения этилена.

$$C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O;\ \Delta = -1408{,}0\ \text{кДж}$$

$$\Delta H\ CO_2 = -393{,}5\ \text{кДж/моль}$$

$$\Delta H\ H_2O = -285{,}8\ \text{кДж/моль}$$

5. Определите энтальпию реакции:

$$3O_{2(г.)} + CS_{2(г.)} = CO_{2(г.)}2SO_{2(г.)}$$

$$\Delta H^0 CS_2 = 115{,}3\ \text{кДж/моль}$$

$$\Delta H^0 CO_2 = -393{,}5\ \text{кДж/моль}$$

$$\Delta H^0 SO_2 = -296{,}9\ \text{кДж/моль}$$

6. Объясните изменение Энтропии в процессах:

а) $3H_{2(г.)} + N_{2(г.)} = 2NH_{3(г.)}$

б) $C_{(г.)} = H_2O_{(г.)} + H_{2(г.)}$

**4.Контрольные вопросы**

Решить задачи №1 – 6 по учебнику «Физическая и коллоидная химия», авторы Липатников В.Е., Казаков К.М., с. 219.

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

**Инструкция**
**по практическому занятию № 9**

**Тема:** Решение расчетных задач по теме: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие».

**Цель работы:**

- углубить знания учащихся о скорости химических реакциях и химическом равновесии,
- проверить уровень усвоения теоретических знаний темы и умений их применять в выполнении расчетных задач и упражнений;
- развивать умения анализировать, сравнивать, применять теоретические знания на практике для решения 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**

В общем виде скорость - это величина, показывающая как изменяется какая либо характеристика за единицу времени.

***Скорость химической реакции - это величина, показывающая как изменяются концентрации исходных веществ или продуктов реакции за единицу времени.***

Для оценки скорости необходимо изменение концентрации одного из веществ.

1. Наибольший интерес представляют реакции, протекающие в однородной (гомогенной) среде.

*Гомогенные системы (однородные) – газ/газ, жидкость/жидкость – реакции идут во всём объёме.*

2. Для гетерогенной реакции, скорость реакции определяется числом молей веществ, вступивших в или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности:

## Скорость реакции в гетерогенной среде

$$\upsilon_{гет} = \pm \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau}$$

$$[\upsilon_{гет}] = \frac{моль}{м^2 \cdot с}$$

- S – площадь поверхности, ($м^2$ )

*Гетерогенные (неоднородные) системы – твёрдое/жидкость, газ/твёрдое, жидкость/газ – реакции идут на поверхности раздела фаз.*

Таким образом, **скорость химической реакции показывает изменение количества вещества в единицу времени, в единице объёма или на единице поверхности раздела фаз.**

**Зависимость скорости реакций от различных факторов**

| Условия | Примеры |
|---|---|
| концентрация | ***Закон действующих масс***<br><br>**Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.**<br><br>При повышении концентрации хотя бы одного из реагирующих веществ скорость химической реакции возрастает в соответствии с кинетическим уравнением. Рассмотрим общее уравнение реакции:<br><br>aA +bB = cC + dD, где A,B,C,D – газы, жидкости<br><br>Для данной реакции кинетическое уравнение принимает вид:<br><br>$\upsilon = kC_A^aC_B^b$<br>$\upsilon$ - скорость реакции<br>$C_A$ и $C_B$ -концентрации исходных в-в<br>a и b -коэффициенты<br><br>Причиной повышения скорости является увеличение числа столкновений реагирующих частиц за счёт увеличения частиц в |

| | |
|---|---|
| | единице объёма. |
| температура | Химические реакции, протекающие в гомогенных системах (смеси газов, жидкие растворы), осуществляется за счет соударения частиц. Однако, не всякое столкновение частиц реагентов ведет к образованию продуктов. Только частицы, обладающие повышенной энергией - *активные частицы*, способны осуществить акт химической реакции. С повышением температуры увеличивается кинетическая энергия частиц и число активных частиц возрастает, следовательно, химические реакции при высоких температурах протекают быстрее, чем при низких температурах. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант - Гоффа : при повышении температуры на каждые 10°С скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.<br><br>**ПРАВИЛО ВАНТ - ГОФФА**<br>$\upsilon = \upsilon_0 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$, где<br>$\upsilon$ - скорость реакции при $t_2$<br>$\upsilon_0$ - начальная скорость реакции при $t_1$<br>$\gamma$ - коэффициент скорости р-ции<br>$\Delta t = t_2 - t_1$<br><br>Правило Вант - Гоффа является приближенным и применимо лишь для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции. |
| катализатор | Катализаторы - это вещества, которые повышают скорость химической реакции. Они вступают во взаимодействие с реагентами с образованием промежуточного химического соединения и освобождаются в конце реакции.<br>Влияние, оказываемое катализаторами на химические реакции, называется *катализом*. По агрегатному состоянию, в котором находятся катализатор и реагирующие вещества, следует различать: *гомогенный катализ* (катализатор образует с реагирующими веществами гомогенную систему, например, газовую смесь); *гетерогенный катализ* (катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах; катализ идет на поверхности раздела фаз).<br><br><u>Ингибитор</u> - вещество, замедляющее скорость реакции |
| площадь соприкосновения реагирующих веществ | Для увеличения площади соприкосновения реагирующих веществ, их измельчают. Наибольшей степени измельчения достигают путем растворения веществ. Быстрее всего вещества реагируют в растворах. |
| природа реагирующих веществ | Например, металлы магний и железо реагируют с соляной кислотой одинаковой концентрации с различной скоростью. Это связано с разной химической активностью металлов. |

| | |
|---|---|
| давление | при наличии газообразных реагентов - повышение давления повышает концентрацию газообразных веществ, увеличивая скорость реакции. |

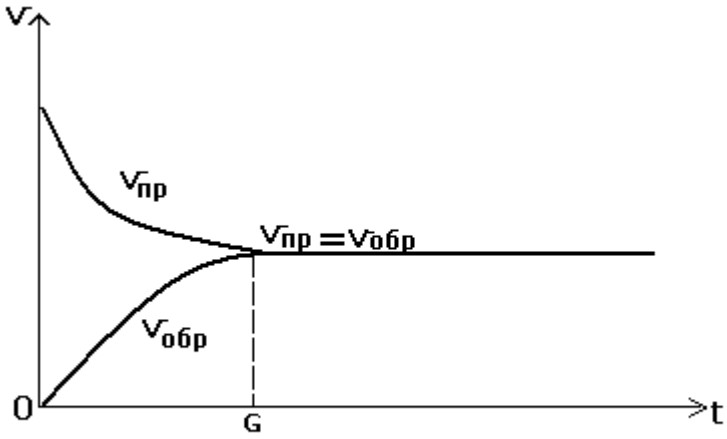
## Химическое равновесие и условия его смещения

1.Среди всех известных реакций различают реакции обратимые и необратимые. При изучении реакций ионного обмена были перечислены условия, при которых они протекают до конца.

Известны и такие реакции, которые при данных условиях до конца не идут. Так, например, при растворении в воде сернистого газа происходит реакция: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$. Но оказывается, что в водном растворе может образоваться только определенное количество сернистой кислоты. Это объясняется тем, что сернистая кислота непрочная, и происходит обратная реакция, т.е. разложение на оксид серы и воду. Следовательно, данная реакция не идет до конца потому, что одновременно происходит две реакции – *прямая* (между оксидом серы и водой) и *обратная* (разложение сернистой кислоты). $SO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2SO_3$.

**Химические реакции, протекающие при данных условиях во взаимно противоположных направлениях, называются обратимыми.**

2.Поскольку скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ, то вначале скорость прямой реакции ($\upsilon пр$) должна быть максимальной, а скорость обратной реакции ($\upsilon обр$) равняется нулю. Концентрация реагирующих веществ с течением времени уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Поэтому скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной реакции увеличивается. В определенный момент времени скорость прямой и обратной реакций становятся равными:




Изменение во времени скорости прямой и обратной реакций до достижения состояния равновесия

*Во всех обратимых реакциях скорость прямой реакции уменьшается, скорость обратной реакции возрастает до тех пор, пока обе скорости не станут равными и не установится состояние равновесия:*

$$\upsilon_{пр} = \upsilon_{обр}$$

**Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют химическим равновесием.**

В состоянии химического равновесия количественное соотношение между реагирующими веществами и продуктами реакции остается постоянным: сколько молекул продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается. Однако состояние химического равновесия сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия реакции: концентрация, температура и давление.

Количественно состояние химического равновесия описывается **законом действующих масс.**

При равновесии отношение произведения концентраций продуктов реакции (в степенях их коэффициентов) к произведению концентраций реагентов (тоже в степенях их коэффициентов) есть величина постоянная, не зависящая от исходных концентраций веществ в реакционной смеси.

Эта постоянная величина называется *константой равновесия - k*

Так для реакции: $N_2$ (Г) + $3H_2$ (Г) ↔ $2NH_3$ (Г) + 92,4 кДж константа равновесия выражается так:

$\upsilon_1 = \upsilon_2$

$\upsilon_{1\ (прямой\ реакции)} = k_1[N_2][H_2]^3$ *, где [] – равновесные молярные*

*концентрации, [] = моль/л*

$\upsilon_{2\ (обратной\ реакции)} = k_2\ [NH_3]^2$

$k_1[N_2][H_2]^3 = k_2\ [NH_3]^2$

$\boldsymbol{K_p} = k_1/k_2 = [NH_3]^2/\ [N_2][H_2]^3$ – ***константа равновесия***.

**Химическое равновесие зависит – от концентрации, давления, температуры.**

**Принцип <u>Ле-Шателье</u>** определяет направление смешения равновесия:

*Если на систему, находящуюся в равновесии оказали внешнее воздействие, то равновесие в системе сместится в сторону обратную этому воздействию.*

**1) Влияние концентрации** – если увеличить концентрацию исходных веществ, то равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции.

*Например,* $K_p = k_1/k_2 = [NH_3]^2/\ [N_2][H_2]^3$

*При добавлении в реакционную смесь, например азота, т.е. возрастает концентрация реагента, знаменатель в выражении для К увеличивается, но так как К – константа, то для выполнения этого условия должен увеличиться и числитель. Таким образом, в реакционной смеси возрастает количество продукта реакции. В таком случае говорят о смещении химического равновесия вправо, в сторону продукта.*

*Таким образом, увеличение концентрации реагентов (жидких или газообразных) смещает в сторону продуктов, т.е. в сторону прямой реакции. Увеличение концентрации продуктов (жидких или газообразных) смещает равновесие в сторону реагентов, т.е. в сторону обратной реакции.*

*Изменение массы твердого вещества не изменяет положение равновесия.*

**2) Влияние температуры** – увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции.

*а)* $N_2\ (Г) + 3H_2\ (Г) \leftrightarrow 2NH_3\ (Г) + 92{,}4$ *кДж (экзотермическая –*

*выделение тепла)*

*При повышении температуры равновесие сместится в сторону реакции разложения аммиака (←)*

*б)* $N_2$ *(Г) +* $O_2$ *(Г) ↔ 2NO (Г) – 180,8 кДж (эндотермическая - поглощение тепла)*

*При повышении температуры равновесие сместится в сторону реакции образования NO(→)*

**3) Влияние давления (только для газообразных веществ)** – при увеличении давления, равновесие смещается в сторону образования веществ, занимающих меньший объём.

$N_2$ *(Г) + 3*$H_2$ *(Г) ↔ 2*$NH_3$ *(Г)*

*1V -* $N_2$

*3V -* $H_2$

*2V –* $NH_3$

*При повышении давления (Р): до реакции 4V газообразных веществ → после реакции 2Vгазообразных веществ, следовательно, равновесие смещается вправо (→)*

*При увеличении давления, например, в 2 раза, объём газов уменьшается в такое же количество раз, а следовательно, концентрации всех газообразных веществ возрастут в 2 раза.* $K_p = k_1/k_2 = [NH_3]^2/ [N_2][H_2]^3$

*В этом случае числитель выражения для К увеличится в 4 раза, а знаменатель в 16 раз, т.е. равенство нарушится. Для его восстановления должны возрасти концентрация аммиака и уменьшиться концентрации азота и водорода. Равновесие сместится вправо.*

***Итак, при повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения объема, при понижении давления – в сторону увеличения объёма.***

Изменение давления практически не сказывается на объёме твердых и жидких веществ, т.е. не изменяет их концентрацию. Следовательно,

равновесие реакций, в которых газы не участвуют, практически не зависит от давления.

**!** *На течение химической реакции влияют вещества – катализаторы. Но при использовании катализатора понижается энергия активации как прямой, так и обратной реакции на одну и ту же величину и поэтому равновесие не смещается.*

*Решите задачи:*

№1. Исходные концентрации CO и $O_2$ в обратимой реакции

$2CO\ (г) + O_2\ (г) \leftrightarrow 2\ CO_2\ (г)$

Равны соответственно 6 и 4 моль/л. Вычислите константу равновесия, если концентрация $CO_2$ в момент равновесия равна 2 моль/л.

№2. Реакция протекает по уравнению

$2SO_2\ (г) + O_2\ (г) = 2SO_3\ (г) + Q$

Укажите, куда сместится равновесие, если

а) увеличить давление

б) повысить температуру

в) увеличить концентрацию кислорода

г) введение катализатора?

**2.Фронтальная работа.**

**Задача №1**
Реакция протекает по уравнению A+B = 2C. Начальная концентрация вещества A равна 0,22 моль/л, а через 10 с — 0,215 моль/л. Вычислите среднюю скорость реакции.
Решение:
Используем формулу для расчёта
$\upsilon = \pm \Delta C/\Delta\tau = \pm (0{,}215-0{,}22)/(10-0) = 0{,}0005$ моль/л · с

**Задача №2**

Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70 ˚ С, если температурный коэффициент скорости равен 2.
Решение:
По правилу Вант-Гоффа
$\upsilon=\upsilon_0 \cdot \gamma^{(t2-t1)/10}$
По условию задачи требуется определить $\upsilon/\upsilon_0$:
$\upsilon/\upsilon_0=2^{(70-30)/10} = 2^4 = 16$

**Задача №3**
Запишите кинетическое уравнение для следующих уравнений реакций:
А) $S(тв) + O_2 (г) = SO_2 (г)$
Б) $2SO_2 (г) + O_2 (г) = 2SO_3 (ж)$
Решение:
Согласно закону действующих масс, который действует для газов и жидкостей:
$\upsilon = к_1 C (O_2)$
$\upsilon = к_2 C^2(SO_2) \cdot C (O_2)$

**Задача №4**
Как изменится скорость реакции:
$S (тв) + O_2 (г) = SO_2 (г)$
при увеличении давления в системе в 4 раза?
Решение:

- Запишем кинетическое уравнение для реакции до повышения давления в системе. Обозначим концентрацию кислорода

$C(O_2) = a$, концентрация серы - твёрдого вещества не учитывается.

$$\upsilon = к_1 a$$

- При повышении давления в 4 раза, объём уменьшается в 4 раза, следовательно концентрация газа кислорода увеличится в 4 раза и кинетическое уравнение примет вид:

$$\upsilon' = к_1 4a$$

- Определяем, во сколько раз возрастёт скорость реакции:

$$\upsilon' /\upsilon = к_1 4a / к_1 a = 4$$

Следовательно, при повышении давления в 4 раза, скорость данной реакции увеличится в 4 раза.

**Задача №5**
Как изменится скорость реакции:
$2SO_2 (г) + O_2 (г) = 2SO_3 (г)$
при увеличении давления в системе в 2 раза?
Решение:

- Запишем кинетическое уравнение для реакции до повышения давления в системе. Обозначим концентрацию $SO_2$

$C(SO_2) = a$, концентрация кислорода $C(O_2) = b$.

$$\upsilon = к_1 a^2 \cdot b$$

- При повышении давления в 2 раза, объём уменьшается в 2 раза, следовательно концентрация газа кислорода и $SO_2$ увеличится в 2 раза и кинетическое уравнение примет вид:

$$\upsilon' = к_1 (2a)^2 \cdot 2b = к_1 4a^2 \cdot 2b = к_1 8a^2 \cdot b$$

- Определяем, во сколько раз возрастёт скорость реакции:

$$\upsilon' / \upsilon = к_1 8a^2 \cdot b / к_1 a^2 \cdot b = 8$$

Следовательно, при повышении давления в 2 раза, скорость данной реакции увеличится в 8 раз.

**Задача №6**

При температуре 10 ºС реакция протекает за 5 мин, при 20ºС – за 1 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

| Дано: | Решение: |
|---|---|
| $t_0$= 10 ºС | 1) При условии, что концентрация вещества (С), вступившего в реакцию, постоянна: |
| t= 20ºС | При температуре 10 ºС скорость реакции равна $\upsilon_0 = \Delta C / \Delta \tau_0$, |
| $\tau_0$= 300с | $\upsilon_0 = \Delta C / 300$, $\Delta C = 300\upsilon_0$ |
| τ= 60с | При температуре 30 ºС скорость реакции равна $\upsilon = \Delta C / \Delta \tau$, |
| γ=? | $\upsilon = \Delta C / 60$, $\Delta C = 60\upsilon$. Следовательно, $300\upsilon_0 = 60\upsilon$, а $\upsilon / \upsilon_0 = 300/60 = 5$. |

2) По правилу Вант Гоффа: $\upsilon = \upsilon_0 \gamma^{\Delta t/10}$, $\upsilon / \upsilon_0 = \gamma^{\Delta t/10}$

3) Согласно рассуждениям (1) и (2), получим $\gamma^{(20-10)/10} =$ **γ=5**

**Задача №7**

Укажите, как повлияет:

а) повышение давления;

б) повышение температуры;

в) увеличение концентрации кислорода на равновесие системы:

$2CO\ (г) + O_2\ (г) \leftrightarrow 2CO_2\ (г) + Q$

Решение:

а) Изменение давления смещает равновесие реакций с участием газообразных веществ (г). Определим объёмы газообразных веществ до и после реакции по стехиометрическим коэффициентам.

По принципу Ле Шателье, при увеличении давления, равновесие смещается в сторону образования веществ, занимающих меньший объём, следовательно равновесие сместится вправо, т.е. в сторону образования $CO_2$, в сторону прямой реакции (→).

б) По принципу Ле Шателье, при повышении температуры, равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (-Q), т.е. в сторону обратной реакции – реакции разложения $CO_2$ (←), т.к. по закону сохранения энергии:
$Q - 2CO\ (г) + O_2\ (г) \leftrightarrow 2CO_2\ (г) + Q$
в) При увеличении концентрации кислорода равновесие системы смещается в сторону получения $CO_2$ **(→)** т.к. *увеличение концентрации реагентов (жидких или газообразных) смещает в сторону продуктов, т.е. в сторону прямой реакции.*

**Пример 8.** Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе:

$$2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(г)$$

если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

*Решение.* Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[SO_2] = a$, $[O_2] = b$, $[SO_3] = c$. Согласно закону действия масс скорости $v$ прямой и обратной реакции до изменения объема:

$$v_{пр} = Ka^2b$$
$$v_{обр} = K_1c^2.$$

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза: $[SO_2] = 3a$, $[O_2] = 3b$; $[SO_3] = 3c$. При новых концентрациях скорости $v'$ прямой и обратной реакции:

$$v'_{пр} = K(3a)^2(3b) = 27Ka^2b$$
$$v'_{обр} = K_1(3c)^2 = 9K_1c^2$$

Отсюда:

$$\frac{v'_{пр}}{v_{пр}} = \frac{27Ka^2b}{Ka^2b} = 27; \quad \frac{v'_{обр}}{v_{обр}} = \frac{9K_1c^2}{K_1c^2} = 9$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в девять раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования $SO_3$.

**Пример 9.** Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°С, если температурный коэффициент реакции равен 2.

*Решение.* Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле:

$$v_{T_2} = v_{T_1}\gamma^{-\frac{T_2-T_1}{10}};$$

$$v_{T_2} = v_{T_1}2^{\frac{70-30}{10}} = v_{T_1}2^4 = 16v_{T_1}$$

Следовательно, скорость реакции $vT_2$ при температуре 70°С больше скорости реакции $vT_1$при температуре 30°С в 16 раз.

**Пример 10.** Константа равновесия гомогенной системы:

$$CO(г) + H_2O(г) = CO_2(г) + H_2(г)$$

при 850°С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $[CO]_{исх}$ =3 моль/л, $[H_2O]_{исх}$ = 2 моль/л.

*Решение*. При равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы:

$$v_{пр} = K_1\,[CO][H_2O]$$
$$v_{обр} = K_2[CO_2][H_2]$$

$$K_p = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$$

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение $K_p$ входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрации $[CO_2]_р = x$ моль/л. Согласно уравнению системы число молей образовавшегося водорода при этом будет также $x$ моль/л. По столько же молей ($x$ моль/л) CO и $H_2O$ расходуется для образования по $x$ молей $CO_2$ и $H_2$. Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ:

$$[CO_2]_р = [H_2]_р = x \text{ моль/л};$$
$$[CO]_р = (3 - x) \text{ моль/л};$$
$$[H_2O]_р = (2 - x) \text{ моль/л}.$$

Зная константу равновесия, находим значение $x$, а затем исходные концентрации всех веществ:

$$1 = \frac{x^2}{(3-x)(2-x)};$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2;\ 5x = 6,\ x = 1{,}2\ моль/л.$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации:

$[CO_2]_р$ = 1,2 моль/л;

$[H_2]_р$= 1,2 моль/л;

$[CO]_р$ = 3 – 1,2 = 1,8 моль/л;

$[H_2O]_р$ = 2 – 1,2 = 0,8 моль/л.

**Пример 11.** При некоторой температуре равновесные концентрации в системе
$2CO_{(г)} + O_{2\,(г)} \leftrightarrow 2CO_{2\,(г)}$ составляли: [CO] = 0,2 моль/л, $[O_2]$ = 0,32 моль/л, $[CO_2]$ = 0,16 моль/л. Определить константу равновесия при этой температуре и исходные концентрации CO и $O_2$, если исходная смесь не содержала $CO_2$.

Решение:
1). Так как в условии задачи даны равновесные концентрации, то константа равновесия равна 2:

$$K = \frac{(2x)^2}{(1-x)\cdot(2-x)} = 4$$

2). Если исходная смесь не содержала $CO_2$, то на момент химического равновесия в системе образовалось 0,16 моль $CO_2$.
По УХР:

$$2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$$

На образование 0,16 моль $CO_2$ затрачено:
$\upsilon_{прореагировавшее}(CO)=\upsilon(CO_2)=0{,}16$ моль
$\upsilon_{прореагировавшее}(O_2)=1/2\upsilon(CO_2)=0{,}08$ моль
Следовательно,
$\upsilon_{исходное} = \upsilon_{прореагировавшее} + \upsilon_{равновесное}$
$\upsilon_{исходное}$ (CO)=0,16 +0,2 = 0,36 моль
$\upsilon_{исходное}$ $(O_2)$=0,08 +0,32 = 0,4 моль

| Вещество | CO | $O_2$ | $CO_2$ |
|---|---|---|---|
| $C_{исходная}$ | 0,36 | 0,4 | 0 |
| $C_{прореагировавшая}$ | 0,16 | 0,08 | 0,16 |
| $C_{равновесная}$ | 0,2 | 0,32 | 0,16 |

**3. Индивидуальная работа (задания для индивидуального решения).**

Задача 1. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 30°? Температурный коэффициент равен 3.
Задача № 2. В некоторый момент времени концентрация хлора в сосуде, в котором протекает реакция $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, была равна 0,06 моль/л. Через 5

сек концентрация хлора составила 0,02 моль/л. Чему равна средняя скорость данной реакции в указанный промежуток времени?

Задача № 3. Как изменится скорость протекающей в водном растворе реакции $FeCl_3 + 3KCNS = Fe(CNS)_3 + 3KCl$ при разбавлении реагирующей смеси водой в два раза?

Задача № 4. При повышении температуры на 30?С скорость некоторой реакции увеличивается в 64 раза. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?

Задача № 5.

В какой из приведенных реакций повышение давления сместит равновесие вправо? Ответ обосновать.

1) $2\ NH_{3\ (г)} \rightleftarrows 3\ H_{2\ (г)} + N_{2\ (г)}$

2) $ZnCO_{3\ (к)} \rightleftarrows ZnO_{(к)} + CO_{2\ (г)}$

3) $2HBr_{\ (г)} \rightleftarrows H_{2\ (г)} + Br_{2\ (ж)}$

4) $CO_{2\ (г)} + C_{\ (графит)} \rightleftarrows 2CO_{\ (г)}$

**4.Контрольные вопросы**

Перечислите факторы, влияющие на скорость гетерогенных реакций.

**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 ($CH_3COONa•2H_2O$) 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÷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.