Федеральное агентство по рыболовству
БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»
Калининградский морской рыбопромышленный колледж

Утверждаю
Врио заместителя начальника колледжа
по учебно-методической работе
М.Ю. Никишин

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 00861698655D171818D836B833A86412BD
Владелец: НИКИШИН МИХАИЛ ЮРЬЕВИЧ
Действителен: с 13.02.2026 до 09.05.2027

ООД.12 ХИМИЯ

Методическое пособие для выполнения лабораторных занятий по специальности

23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт автотранспортных средств
МО–23 02 07-ООД.12.ЛЗ

РАЗРАБОТЧИК Каньшина А.С.
ЗАВЕДУЮЩИЙ ОТДЕЛЕНИЕМ Никишин М.Ю.

ГОД РАЗРАБОТКИ 2026

Содержание

Введение 3
Перечень лабораторных занятий 5
Лабораторное занятие№ 1 Ознакомление с лабораторным оборудованием и правилами техники безопасности 6
Лабораторное занятие№ 2 Качественные реакции на неорганические вещества 10
Лабораторное занятие№ 3 Реакции ионного обмена 15
Лабораторное занятие№ 4 Изучение свойств метана и этилена 19
Лабораторное занятие№ 5 Изучение свойств альдегидов 23
Список использованных источников: 26

Введение

Методические указания по выполнению лабораторных занятий составлено в соответствии с рабочей программой дисциплины ООД.12 Химия для обучающихся по специальности 23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт автотранспортных средств.

Рабочей программой предусмотрено 10 академических часов на проведение 5 лабораторных занятий.

Целью проведения лабораторных занятий является закрепление теоретических знаний, отработка приемов и приобретение необходимых навыков лабораторных исследований. Лабораторный практикум направлен на стимулирование познавательного интереса обучающихся и ориентирован на будущую профессиональную деятельность.

Перед проведением лабораторного занятия обучающиеся обязаны проработать соответствующий материал, уяснить цель занятия, ознакомиться с содержанием и последовательностью его проведения, а преподаватель – проверить их знания и готовность к выполнению работы, провести инструктаж по технике безопасности.

Лабораторные занятия выполняются в оборудованном кабинете химии. Для выполнения лабораторного занятия учебная группа разбивается на две подгруппы (по 12–15 человек). Некоторые опыты могут быть вынесены на демонстрационный эксперимент. Перед выполнением первого лабораторного занятия проводится вводный инструктаж по технике безопасности для учащихся об общих правилах работы и поведения в лаборатории по специальной инструкции. Отметка о проведении вводного инструктажа по технике безопасности делается в специальном журнале под роспись учащихся. При подготовке к лабораторному занятию преподаватель и лаборант проверяют исправность необходимого оборудования и комплектование рабочего места учащегося.

После выполнения опыта обучающийся должен записать результат испытания с приведением необходимых таблиц, уравнений реакций и расчетных формул. В конце отчета по лабораторному занятию обучающийся должен сделать заключение (вывод), сопоставив опытные данные с теоретическими выкладками, со справочными данными.

Записи делаются лаконично и аккуратно в специальной тетради, таблицы и графики – карандашом.

Документ управляется программными средствами 1С Колледж
Проверь актуальность версии по оригиналу, хранящемуся в 1С Колледж

В процессе выполнения лабораторных занятий необходимо развивать познавательный интерес, самостоятельность обучающегося, обращать особое внимание на интегративный принцип в обучении, прививать студентам умение тщательно выполнять работу, бережно относиться к лабораторной посуде и приборам, экономно расходовать реактивы, строго соблюдать меры безопасности при работе в кабинете, рационально использовать рабочее время.

Контроль и оценка знаний, обучающихся должны проводиться систематически после изучения каждой темы предмета. Это должно осуществляться путем фронтального и индивидуального опроса, тестирования, защитой контрольной задачи по результатам собеседования во время лабораторных занятий. При оценке лабораторного занятия учитываются техника ее выполнения, качество оформления лабораторного журнала, точность результатов анализа.

После каждого лабораторного занятия проводится зачет. На зачете обучающийся должен: знать теорию по данной теме; пояснить, как проводится лабораторный эксперимент; уметь проанализировать полученные результаты (в соответствии с основными требованиями к знаниям и умениям по данной теме рабочей программы).

В результате освоения материала по лабораторным занятиям у обучающихся формируются следующие компетенции: ОК 01, 02, 04, 07.

К выполнению лабораторных занятий обучающиеся допускаются только после прохождения инструктажа и обучения правилам техники безопасности и противопожарным правилам, проверки усвоения правил и соответствующего оформления допуска к работе в специальном журнале.

Правила техники безопасности. Обучающиеся несут личную ответственность за несоблюдение требований техники безопасности.

Документ управляется программными средствами 1С Колледж
Проверь актуальность версии по оригиналу, хранящемуся в 1С Колледж

Перечень лабораторных занятий

№ п/п	Наименование лабораторного занятия	Кол-во часов
1	Ознакомление с лабораторным оборудованием и правилами техники безопасности	2
2	Качественные реакции на неорганические вещества	2
3	Реакции ионного обмена	2
4	Изучение свойств метана и этилена	2
5	Изучение свойств альдегидов	2
Итого		10

Лабораторное занятие № 1 Ознакомление с лабораторным оборудованием и правилами техники безопасности

Цель работы:

- Изучить правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (кабинете).

- Познакомиться с устройством и основными приёмами обращения с лабораторным оборудованием.

- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07.

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

Лабораторное оборудование: штатив, пробирки, спиртовка, мерный цилиндр, шпатель, химический стакан, ступка и пестик, пипетка, воронка, фильтровальная бумага

1. Изучить правила техники безопасности (кратко оформить в тетрадь)

Правила техники безопасности. Обучающиеся несут личную ответственность за несоблюдение требований техники безопасности. Далее перечислены основные требования техники безопасности.

1. При выполнении лабораторных занятий следует строго руководствоваться методическими пособиями. Любое отклонение от методики или порядка анализа возможно только с разрешения преподавателя.

2. Работая с химическими реактивами, необходимо избегать их попадания на руки. Нельзя трогать лицо и глаза руками в процессе работы. Запрещается принимать пищу в кабинете, в т.ч. жевательную резинку. После работы необходимо тщательно вымыть руки.

3. Запрещается пробовать химические вещества на вкус. Нюхать химические вещества можно, только направляя к себе пары или газы движением руки, а не вдыхая запах полной грудью.

4. Для работы можно использовать только реактивы, находящиеся в химической посуде, снабженной этикетками с названиями реактивов.

5. Запрещается наклонять над сосудом, в который наливается жидкость или в котором она нагревается (кипит), так как брызги жидкости могут попасть в лицо и глаза. Запрещается нагревать жидкости в герметически закрытой посуде.

7. При перемещении колб и химических стаканов с горячими жидкостями нужно соблюдать повышенную осторожность.

8. Запрещается включение посторонних электроприборов, в частности зарядных устройств мобильных телефонов, без разрешения преподавателя.

9. При нагревании вещества в пробирке её сначала необходимо целиком прогреть над пламенем; отверстие пробирки направлять в сторону от себя, и от соседей.

10. Соблюдать особую осторожность при работе с едкими веществами – кислотами и щелочами! При разбавлении кислоту медленно наливают тонкой струйкой в воду!!!

Первая помощь при несчастных случаях

При ожогах необходимо соблюдать следующие правила:

- при попадании кислот и щелочей на кожу и при небольшом ожоге пораженное место немедленно промывают большим количеством проточной водопроводной воды в течение 10 - 30 мин;

- при термических ожогах после обработки водой обожженное место промывают раствором перманганата калия или этиловым спиртом и смазывают мазью от ожогов;

- при химических ожогах кислотой обожженное место после обработки водой промывают 5 % - ным раствором питьевой соды. При ожоге щелочью обожженное место после обработки водой промывают 5 %-м раствором уксусной кислоты;

- при значительных площадях поражения или при попадании кислот и щелочей в глаза необходима срочная медицинская помощь.

В случае пореза рану следует обработать раствором йода или пероксида водорода.

При засорении глаз твердыми частицами не тереть глаза, не делать попыток самому удалить соринку, а немедленно обратиться к врачу.

При отравлении химическими веществами необходимо вызвать врача и одновременно приступить к оказанию первой помощи. Если отравление вызвано вдыханием ядовитых паров или газов, необходимо вынести пострадавшего на свежий воздух, если же оно произошло в результате попадания яда вовнутрь – вызвать рвоту и дать противоядие, в случае необходимости сделать искусственное дыхание. Искусственное дыхание противопоказано при отравлении хлором.

2.1 Рассмотреть и нарисовать спиртовку, обозначить её составные части

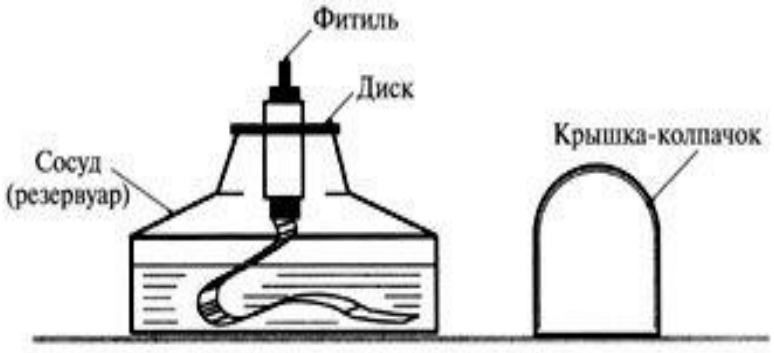


Рисунок 1 – Спиртовка

Правила работы со спиртовкой:

1.Снять колпачок

2.Проверить плотно ли прилегает диск к отверстию сосуда

3. Зажечь спиртовку горящей спичкой (*НЕЛЬЗЯ ЗАЖИГАТЬ СПИРТОВКУ ОТ ДРУГОЙ ГОРЯЩЕЙ СПИРТОВКИ!)*

4. Погасить спиртовку накрыв пламя колпачком.

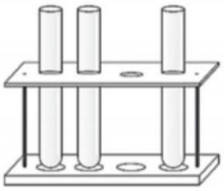
2.2 Изучить строение пламени, сделать рисунок:



Рисунок 2 – Пламя

3. Рассмотреть и нарисовать образцы химической посуды

Таблица 1 – Назначение основного химического оборудования

Рисунок	*Назначение*
 Штатив с пробирками	
 Химический стакан	
 Мерный цилиндр	
 Колба коническая	
 Пипетка	

 Ступка и пестик	
 Воронка	
 Шпатель	

Сформулировать вывод, обосновав необходимость соблюдения правил техники безопасности.

Лабораторное занятие № 2 Качественные реакции на неорганические вещества

Цель работы:

- Познакомиться с качественными реакциями.
- Изучить способы распознавания катионов.
- Изучить способы распознавания анионов.
- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

Оборудование:	*Реактивы:*
Пробирки	Гидроксид натрия, раствор
Спиртовка	Гидроксид кальция, раствор
Стеклянная палочка	Азотная кислота, раствор
	Соляная кислота, раствор
	Хлорид бария, раствор
	Хлорид натрия, раствор
	Хлорид аммония, раствор или тв.
	Сульфат натрия, раствор

	Сульфат магния, раствор
	Сульфат калия, раствор
	Карбонат натрия, раствор
	Нитрат серебра, раствор

Теоретическая часть:

Качественные реакции – это реакции, позволяющие доказать наличие того или иного вещества (иона) в среде или присутствие функциональной группы в веществе.

Анализируемые вещества могут находиться в различных агрегатных состояниях (твёрдом, жидком и газообразном). С точки зрения наблюдаемых эффектов все реакции обнаружения можно разделить на несколько групп: образование характерных осадков, растворение вещества, появление (изменение) окраски, выделение газов, изменение запаха, окрашивание пламени.

Таблица 2 – Качественные реакции на катионы и анионы

Катион	Воздействие или реактив	Признаки	Уравнение реакции
К А Т И О Н Ы (+):			
H^+ (кислая среда)	Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый	Красное окрашивание	-
Li^+	Пламя	Карминово-красное окрашивание	-
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание	-
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание	-
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание	-
Sr^{2+}	Пламя	Карминово-красное окрашивание	-
Ba^{2+}	Пламя	Желто-зеленое окрашивание	-
	$S0_4^{2-}$	Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах	$Ba^{2+} + S0_4^{2-} \longrightarrow BaS0_4\downarrow$
Cu^{2+}	Пламя	Зеленое окрашивание	-
	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску	-
	OH^-	Осадок голубого цвета	$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$
$PЬ^{2+}$	S^{2-}	Выпадение черного осадка	$Pb^{2+} + S^{2-} \longrightarrow PbS\downarrow$
Ag^+	Cl^-	Белый творожистый осадок	$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$
Fe^{2+}	Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) $K_3[Fe(CN)_6]$	Выпадение синего осадка (осадок турнбулева синь)	$K^+ + Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{3-} \longrightarrow KFe[Fe(CN)_6]_4$ $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \longrightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2$
	OH^-	Объемный хлопьевидный осадок белого(светло-зеленого) цвета, буреющий на воздухе в результате окисления	$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$

Fe^{3+}	Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) $K_4[Fe(CN)_6]$	Выпадение синего осадка (осадок берлинская лазурь)	$K^+ + Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow KFe[Fe(CN)_6]\downarrow$ $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow$
	Роданид-ион NCS^-	Появление ярко-красного окрашивания	$Fe^{3+} + 3NCS^- = Fe(NCS)_3$
	OH^-	Объемный хлопьевидный осадок бурого цвета	$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$
Al^{3+}	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение объемного осадка белого цвета, растворяющийся в избытке щелочи и растворах кислот	$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$
Zn^{2+}	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение объемного осадка белого цвета, растворяющийся в избытке щелочи и растворах кислот	$Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow$
NH_4^+	Щелочь, нагревание	Запах аммиака	$NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_3\uparrow + H_20$
А Н И О Н Ы (-):			
OH^-	Индикатор Лакмус	Синее окрашивание	-
	Индикатор Фенолфталеин	Малиновое окрашивание	-
	Индикатор Метилоранж	Желтое окрашивание	-
F^-	Ca^{2+}	Белый осадок	$Ca^{2+} + 2F^- = CaF_2\downarrow$
Cl^-	Ag^+	Белый творожистый осадок, нерастворимый в HNO_3	$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$
Br^-	Ag^+	Светло-желтый осадок, нерастворимый в HNO_3	$Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$
I^-	Ag^+	Желтый осадок, нерастворимый в HNO_3	$Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$
SO_3^{2-}	Ba^{2+}	Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах	$Ba^{2+} + SO_3^{2-} = BaSO_3\downarrow$ $BaSO_3\downarrow + 2H^+ = Ba^{2+} + SO_2\uparrow + H_2O$
	H^+	Запах горящей серы	$SO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + SO_2\uparrow$
S^{2-}	Cu^{2+}	Чёрный осадок	$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS\downarrow$
	Pb^{2+}	Чёрный осадок	$Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow$
	Ag^+	Чёрный осадок	$2Ag^+ + S^{2-} = Ag_2S\downarrow$
	H^+	Выделение газа с запахом тухлых яиц	$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$
SiO_3^{2-}	H^+	Студенистый осадок кремниевой кислоты	$2H^+ + SiO_3^{2-} = H_2SiO_3\downarrow$
CO_3^{2-}	Ca^{2+}	Белый осадок, растворимый в кислотах	$CO_3^{2-} + Ca^{2+} = CaCO_3\downarrow$

	H^+	Выделение углекислого газа без запаха	$CO_3^{2-}+2H^+= H_2O+CO_2\uparrow$
NO_3^-	Cu и концентрированная H_2SO_4	Выделяется бурый с резким запахом газ и соль голубого цвета	$2NaNO_3 + H_2SO_4= 2HNO_{3(k)} + Na_2SO_4$ $4HNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2\ H_2O$
PO_4^{3-}	Ag^+	Осадок желтого цвета	$3Ag^+ +PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow$

Выполнение работы:

Опыт 1 Обнаружение катиона бария

Для подтверждения того, что в хлориде бария содержится катион бария, необходимо к его раствору добавить раствор сульфата натрия, в результате реакции образуется белый осадок:

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

$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + BaSO_4\downarrow$

$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4\downarrow$

Опыт 2 Обнаружение катиона магния

Для подтверждения того, что в сульфате магния содержится катион магния, необходимо к его раствору добавить раствор гидроксида натрия, в результате реакции образуется белый осадок:

$MgSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + Mg(OH)_2\downarrow$

$Mg^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + Mg(OH)_2\downarrow$

$Mg^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Mg(OH)_2\downarrow$

Опыт 3 Обнаружение катиона аммония

К твёрдому хлориду аммония необходимо к добавить гидроксид кальция. Для увеличения соприкосновения площади реагирующих веществ, надо ступкой растолочь компоненты. После протекания реакции будет чувствоваться запах аммиака:

$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2NH_4OH\ (NH_3\uparrow + H_2O)$

$2NH_4^+ + \underline{2Cl^-} + \underline{Ca^{2+}} + 2OH^- \longrightarrow \underline{Ca^{2+}} + \underline{2Cl^-} + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$

$2NH_4^+ + 2OH^- \longrightarrow 2NH_3\uparrow + 2H_2O$ *сократить всё на 2*

$NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_3\uparrow + H_2O$

Опыт 4 Качественная реакция на сульфат-анион

Поместить в пробирку 3-5 капель раствора сульфата калия K_2SO_4 и добавьте в эту же пробирку 3-5 капель раствора хлорида бария $BaCl_2$. Образуется белый осадок сульфата бария. После отстаивания слейте с осадка жидкость и добавьте к осадку 2-3 капли раствора соляной кислоты. Убедиться в том, что белый осадок $BaSO_4$ в

ней не растворяется. Вывод: обнаружить сульфат-анион можно прибавлением солей бария. Выпадает белый осадок сульфата бария, нерастворимого даже в сильных кислотах.

Написать уравнения выполненных реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде:

Опыт 5 Качественная реакция на карбонат-анион

К 3-5 каплям раствора карбоната натрия Na_2CO_3 добавьте 3-5 капель раствора $BaCl_2$, наблюдая образование осадка $BaCO_3$. После отстаивания слить с осадка жидкость и подействовать на осадок соляной (2-3 капли) или азотной кислотой, наблюдая выделение CO_2. Уравнения реакции привести в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде.

Вывод: Хлорид бария $BaCl_2$ осаждает ионы CO_3^{2-} в виде белого осадка $BaCO_3$, который растворяется в соляной, азотной и уксусной кислотах с выделением углекислого газа.

Написать уравнения выполненных ДВУХ реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде:

Опыт 6 Качественная реакции на хлорид-анион

Анионы Cl^-, Br^- и I^- обнаруживаются с помощью нитрата серебра. Нитрат серебра $AgNO_3$ образует с галогенид-анионами белый творожистый осадок AgCl, желтоватый осадок AgBr и желтый осадок AgI. При выполнении реакции к 3-5 каплям раствора хлорида натрия NaCl добавьте 3-5 капель раствора нитрата серебра $AgNO_3$ наблюдая образование белого творожистого осадка AgCl.

Написать уравнения выполненных реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде:

Оформить вывод, описав эффекты качественных реакций.

Вопросы для самопроверки:

1. Дать определение катионам.

2. Охарактеризовать качественный и количественный состав реагентов ($BaCl_2$, Na_2SO_4, $MgSO_4$, NaOH, $(NH_4)_2CO_3$).

3. Дать определение анионам.

4. Охарактеризовать качественный и количественный состав реагентов (K_2SO_4, $BaCl_2$, Na_2CO_3, $AgNO_3$, NaCl).

Лабораторное занятие № 3 Реакции ионного обмена

Цель работы:

- Изучить особенности протекания РИО

- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

Оборудование:	*Реактивы:*
Пробирки	Гидроксид натрия, раствор
Спиртовка	Соляная кислота, раствор
Стеклянная палочка	Хлорид железа (III), раствор
	Сульфат меди (II), раствор
	Карбонат кальция, тв.
	Гидрокарбонат натрия (пищевая сода)
	Фенолфталеин
	Дистиллированная вода

Теоретическая часть:

Так как молекулы электролитов в растворах распадаются на ионы, то и реакции в растворах электролитов происходят между ионами.

Реакции, протекающие между ионами, называются ионными реакциями.

С участием ионов могут протекать как обменные, так и окислительно-восстановительные реакции. Например, взаимодействие между растворами двух солей:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl \qquad (1)$$

Это уравнение является *молекулярным уравнением*, так как формулы всех веществ записаны в виде молекул.

С учетом диссоциации сильных электролитов уравнение реакции можно записать так:

$$2Na^+ + SO^{2-}_4 + Ba^{2+} + 2Cl^- = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^- \qquad (2)$$

Такое уравнение называется *полным ионным уравнением*.

Ионы Na^+ и Cl^- имеются и в левой, и в правой частях уравнения, т. е. эти ионы в реакции участия не принимают, их можно исключить из уравнения:

$$SO^{2-}_4 + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow \qquad (3)$$

Полученное уравнение называется *сокращенным ионным уравнением*.

В уравнениях реакций ставят знак ↓, если среди продуктов реакции есть осадок — нерастворимые или малорастворимые вещества. Знак ↑ показывает газообразные и летучие соединения.

В ионных уравнениях формулы веществ записывают в виде ионов или в виде

молекул.

В виде ионов записывают формулы:

- сильных кислот ($HClO_4$, H_2SO_4, HNO_3, HI и др.);

- сильных оснований (щелочей - CsOH, NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ и др.);

- растворимых в воде солей (NaBr, KNO_3, $BaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$ и др.).

В виде молекул записывают формулы:

- воды H_2O;

- слабых кислот (HNO_2, HCN, H_2CO_3, H_2SO_3, CH_3COOH и др.);

- слабых оснований (NH_4OH, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ и др.);

- малорастворимых солей (↓): AgCl, $BaSO_4$, $CaCO_3$, FeS и др.;

- амфотерных гидроксидов (↓): Al $(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, Cr$(OH)_3$ и др.

Большая часть молекул слабых электролитов в растворе не диссоциирует на ионы.

В виде молекул также записывают:

- формулы газообразных веществ (CO_2, SO_2, H_2, H_2S, NH_3 и др.);

- формулы оксидов металлов и неметаллов (Na_2O, CaO, P_2O_5, SiO_2, B_2O_3 и др)

Реакции обмена в водных растворах электролитов могут быть: практически *необратимыми*, т. е. протекать до конца и *обратимыми*, т. е. протекать одновременно в двух противоположных направлениях.

1) *Реакции между сильными электролитами в растворах протекают до конца, или практически необратимы,* когда ионы соединяются друг с другом и образуют:

а) *малорастворимые вещества*

Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок (↓).

Составим молекулярное и ионное уравнения реакции между нитратом серебра (I) $AgNO_3$ и хлоридом натрия NaCl:

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

$$Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- = AgCl\downarrow + Na^+ + NO_3^-$$

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

Эта реакция обмена необратима, потому что один из продуктов уходит из сферы реакции в виде нерастворимого вещества.

б) *малодиссоциирующие вещества* — слабые электролиты

Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов).

Молекулярное и ионное уравнения реакции нейтрализации между растворами гидроксида натрия NaOH и серной кислоты H_2SO_4:

$$2NaOH + H_2S0_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$$

$$2OH^- + 2H^+ = 2H_20$$

или, сокращая коэффициенты, получим: $OH^- + H^+ = H_2O$.

В результате реакции нейтрализации ионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- образуют малодиссоциирующие молекулы воды. Процесс нейтрализации идет до конца, т. е. эта *реакция необратима.*

$$H_2SO_4 + Ba(N0_3)_2 = BaSO_4\downarrow + 2HNO_3 \quad (4)$$

сильные электролиты — сильный электролит

$$2H^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2-} + 2NO_3^- = BaSO_4\downarrow + 2H^+ + 2NO_3^-$$

$$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 3BaCl_2 = 3BaSO_4\downarrow + 2AlCl_3 \quad (5)$$

сильные электролиты — сильный электролит

$$2Al^{3+} + 3SO^{2-}{}_4 + 3Ba^{2+} + 6Cl^- = 3BaSO_4\downarrow + 2Al^{3+} + 6Cl^-$$

$3SO_4^{2-} + 3Ba^{2+} = 3BaSO_4$ сократить все коэффициенты на 3

$$SO^{2-}{}_4 + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow.$$

Сущность реакций (4) и (5), как и реакции (1), заключается в связывании ионов $SO^{2-}{}_4$ и Ba^{2+} с образованием нерастворимой соли $BaSO_4$.

в) *газообразные или летучие вещества*

Реакции, протекающие с образованием газообразных, веществ.

Молекулярное и ионное уравнения реакции между растворами гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ и хлорида аммония NH_4Cl:

$$Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl = CaC1_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$

$$Ca^{2+} + 2OH^- + 2NH_4^+ + 2Cl^- = Ca^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$

$$OH^- + NH_4^+ = H_2O + NH_3\uparrow$$

Эта реакция обмена необратима, потому что образуются газ аммиак NH_3 и малодиссоциирующее вещество вода.

2) Если среди исходных веществ имеются слабые электролиты или малораствлримые вещества, то такие реакции являются ***обратимыми***, т. е. до конца не протекают. Например:

а) $CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$

слабый электролит — слабый электролит

$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$;

б) $Cu(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O$

нерастворимое основание — слабый электролит

$$Cu(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2H_2O$$

Если исходными веществами реакций обмена являются *сильные электролиты*, которые при взаимодействии *не образуют* малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие *реакции не протекают.* При смешивании их растворов *образуется смесь ионов*, которые не соединяются друг с другом. Например:

$$2NaCl + Ca(NO_3)_2 \neq 2NaNO_3 + CaCl_2$$

$$2Na^+ + 2Cl^- + Ca^{2+} + 2NO_3^- \neq 2Na^+ + 2NO_3^- + Ca^{2+} + 2Cl^-$$

Уравнения таких реакций обмена не пишут.

Выполнение работы:

Опыт 1 Образование малорастворимых веществ (осадка)

В две пробирки внести по 2-3 капли следующих растворов:

- в первую – сульфат меди (II) $CuSO_4$.

- во вторую - хлорид железа (III) $FeCl_3$

Добавить в них в них по 2-3 капли раствора гидроксида натрия NaOH.

Наблюдать:

В первом случае – образование голубого осадка $Cu(OH)_2\downarrow$

Во втором случае – образование кирпично-красного осадка гидроксида железа (III) $Fe(OH)_3\downarrow$

Написать молекулярное и ионное уравнение протекающих реакций в первой и второй пробирке.

Опыт 2 Образование газообразных веществ

В две пробирки внести на кончике шпателя:

- в первую – карбонат кальция $CaCO_3$

- во вторую – гидрокарбонат натрия (пищевая сода) $NaHCO_3$

Добавьте в них в них по 2 мл раствора соляной кислоты HCl.

Наблюдать:

В обеих пробирках начнётся активное выделение пузырьков углекислого газа ($CO_2\uparrow$).

Написать молекулярное и ионное уравнение протекающих реакций в первой

и второй пробирке.

Опыт 3 Реакция нейтрализации (образование воды)

В пробирку налить 2-3 мл раствора щелочи (NaOH) и добавить 2-3 капли фенолфталеина. Раствор окрасился в малиновый цвет. Добавить в пробирку раствор соляной кислоты (или серной кислоты) до обесцвечивания.

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции нейтрализации кислотами.

Вопросы для самопроверки:

1. Перечислить условия необратимости реакций.
2. Что такое реакция нейтрализации?
3. Какие реакции называются ионными реакциями?
4. Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде ионов?
5. Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде молекул?

Лабораторное занятие № 4 Изучение свойств метана и этилена

Цель работы:

- Изучить свойства предельных углеводородов.
- Изучить свойства непредельных углеводородов.
- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

Оборудование:	*Реактивы:*
Пробирки	Ацетат натрия обезвоженный
Пробка с газоотводной трубкой	Натронная известь
Штатиф	Бромная вода
Спиртовка	Раствор перманганата калия
Стеклянная палочка	Серная кислота
	Этиловый спирт
	Бромная вода
	Перманганат калия 0,1 н р-р

Теоретическая часть

Алканы выделяют из природных источников (природный и попутный газ, нефть, каменный уголь).

Газообразные алканы получают из природного и попутных нефтяных газов, а твердые алканы - из нефти. Природной смесью твердых высокомолекулярных алканов является горный воск - природный битум.

Метан широко распространен в природе. Он является главной составной частью многих горючих газов как природных (80-97 %), так и искусственных, выделяющихся при сухой перегонке дерева, торфа, каменного угля, а также при крекинге нефти. Природные газы, особенно попутные газы нефтяных месторождений, помимо метана содержат этан, пропан, бутан и пентан.

В промышленности:

1. Из природного и попутного нефтяного газа

Важнейшим источником алканов в природе является природный газ, минеральное углеводородное сырье - нефть и сопутствующие ей нефтяные газы. Природный газ на 95 процентов состоит из метана. Такой же состав имеет болотный газ, образующийся в результате переработки бактериями (гниения) углеводов.

Метан называют ещё и болотным; рудничным газом.

Попутные нефтяные газы состоят в основном из этана, пропана, бутана и частично пентана. Их отделяют от нефти на специальных установках по подготовке нефти. При отсутствии газоконденсатных станций попутные нефтяные газы сжигают в факелах, что является крайне неразумной и разорительной практикой в нефтедобыче. Одновременно с газами нефть очищается от воды, грязи и песка, после чего поступает в трубу для транспортировки. Из нефти при ее разгонке (перегонке, дистилляции) отбирая последовательно все более и более высококипящие фракции получают:

- *бензины* - т. кип. от 40 до 180 ^{0}C, (содержит углеводороды C_5-C_{10}), состоит более, чем из 100 индивидуальных соединений, нормальных и разветвленных алканов, циклоалканов, алкенов и ароматических углеводородов;
- *керосин* 180-230 ^{0}C, (C_{11}-C_{12});
- *легкий газойль* (дизельное топливо) 230-305 ^{0}C (C_{13}-C_{17});
- *тяжелый газойль и легкий дистиллят смазочного масла* 305-405 ^{0}C (C_{18}-C_{25});
- *смазочные масла* 405-515 ^{0}C (C_{26}-C_{38}).

Остаток после перегонки нефти называется *асфальтом* или *битумом***.**

2. Синтезом из водяного газа: $n\ CO + (2n + 1)\ H_2 \xrightarrow{t,kat} C_nH_{2n+2} + n\ H_2O$

$CO + 3H_2 \xrightarrow{t,kat} CH_4 + H_2O$

3. Синтезом из простых веществ: $n\ C + (n + 1)\ H_2 \xrightarrow{t,kat,p} C_nH_{2n+2}$

$C + 2\ H_2 \xrightarrow{500°C,Ni} CH_4$

В лаборатории:

1. Гидролиз карбида алюминия (получение метана):

$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4\uparrow$

2. Реакция Вюрца (взаимодействие натрия с галогенпроизводными алканов):

R-Г + 2Na + Г-R_1 → R-R_1 + 2NaГ (R- это радикал; Г- это галоген)

а) CH_3-Cl + 2Na + Cl-CH_3 → CH_3-CH_3 + 2NaCl или

$2CH_3Cl + 2Na \rightarrow C_2H_6 + 2NaCl$

б) CH_3-I + 2Na + I-C_2H_5 → CH_3-C_2H_5 + 2NaI или

$CH_3I + 2Na + C_2H_5I \rightarrow C_3H_8 + 2NaI$

3. Термическое декарбоксилирование солей карбоновых кислот в присутствии щелочей: R-COONa + NaOH -$^{t\,^\circ C}\rightarrow$ R-H + Na_2CO_3

а) CH_3-COONa + NaOH -$^{t\,^\circ C}\rightarrow$ $CH_4 + Na_2CO_3$
(ацетат натрия+ едкий натр=(метан+карбонат натрия)

б) C_2H_5-COONa + NaOH -$^{t\,^\circ C}\rightarrow$ $C_2H_6 + Na_2CO_3$
этилат натрия этан

4. Каталитическое гидрирование алкенов и алкинов:

а) $C_nH_{2n} + H_2$ -$^{t,kat,p}\rightarrow$ C_nH_{2n+2}
алкен

$C_2H_4 + H_2$ -$^{300°C,Ni}\rightarrow$ C_2H_6

b) $C_nH_{2n-2} + 2H_2$ -$^{t,kat}\rightarrow$ C_nH_{2n+2}
алкин

$C_2H_2 + 2H_2$ -$^{t,kat}\rightarrow$ C_2H_6

Способы получения алкенов

– крекинг алканов C_8H_{18} —> $C_4H_8 + C_4H_{10}$; (термический крекинг при 400-700 °С)
октан бутен бутан

– дегидрирование алканов C_4H_{10} —> $C_4H_8 + H_2$; (t, Ni)
бутан бутен водород

– дегидрогалогенирование галогеналканов $C_4H_9Cl + KOH$ —> $C_4H_8 + KCl + H_2O$;
хлорбутан гидроксид калия бутен хлорид калия вода

– дегидрогалогенирование дигалогеналканов

$CH_2-CH_2 + Zn \rightarrow ZnCl_2 + CH_2=CH_2$;
| | цинк хлорид цинка этен
Cl Cl
дихлорэтан

– дегидратация спиртов C_2H_5OH —> $C_2H_4 + H_2O$ (при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты)

Запомнить! При реакиях дегидрирования, дегидратации, дегидрогалогенирования и дегалогенирования нужно помнить, что водород преимущественно отрывается от менее гидрогенизированных атомов углерода (правило Зайцева, 1875 г.)

Выполнение работы:

В лаборатории метан получают нагреванием смеси ацетата натрия с натронной известью (смесь $NaOH + Ca(OH)_2$).

Опыт 1 Получение метана

В сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, поместить смесь обезвоженного ацетата натрия с натронной известью (1:2), высота слоя 6 - 10 мм. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепить в штативе так, чтобы пробка была немного ниже дна пробирки. Постепенно прогревать пробирку с газоотводной трубкой, начав около дна, а затем передвигая горелку дальше, чтобы могли реагировать новые порции смеси.

Написать уравнение реакции: $CH_3COONa + NaOH = CH_4\uparrow + Na_2CO_3$

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2\uparrow + 2H_2O$$

Опыт 2 Горение метана

Поджечь выделяющийся метан у конца газоотводной трубкой. Метан горит голубоватым несветящимся пламенем.

Написать уравнение реакции горения метана: $CH_4 + 2O_2 = CO_2\uparrow + 2H_2O$

Опыт 3 Пропускание метана через раствор перманганата калия и бромную воду

Получающийся метан пропустить в заранее приготовленные пробирки, в одной из которых 0,5мл раствора $KMnO_4$, а в другой 0,5мл бромной воды.

Изменяется ли окраска этих реактивов?

Почему метан не обесцвечивает раствор перманганата калия и бромную воду?

Написать уравнение реакции: реакция не идёт!!!

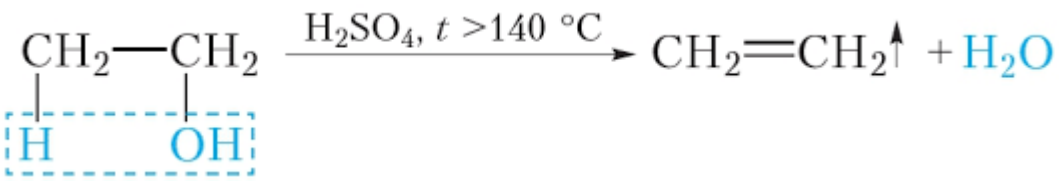
Опыт 4 Получение этилена и его горение

В сухую пробирку помещают несколько крупинок песка, и смесь спирта с концентрированной H_2SO_4. Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагревают смесь. Выделяющийся газ поджигают у конца газоотводной трубки - он горит светящимся пламенем.

Химизм процесса:

$CH_3 - CH_2OH + HOSO_3H \rightarrow CH_3 – CH_2OSO_3H + H_2O$

Таким образом, при взаимодействии этилового спирта с H_2SO_4 происходит дегидратация спирта:



Выделяющийся этилен горит светящимся пламенем. Напишите уравнение реакции. Концентрированная кислота серная является окислителем. Дегидратация спиртов является общим способом получения непредельных углеводородов.

Опыт 5 Присоединение брома к этилену

Не прекращая нагревания пробирки со смесью, опускают конец газоотводной трубки в пробирку с бромной водой. Бромная вода быстро обесцвечивается вследствие присоединения атома брома по месту двойной связи. Химизм процесса:

$CH_2 = CH_2 + Br \rightarrow BrCH_2 - CH_2Br$

Реакция обесцвечивания водного раствора брома служит качественной реакцией на двойную связь.

Опыт 6 Отношение этилена к окислителям

Не прекращая нагревания пробирки со смесью, опускают конец газоотводной трубки в пробирку с раствором $KMnO_4$. Раствор быстро обесцвечивается. При этом алкен окисляется в двухатомный спирт. Химизм процесса:

$CH_2 = CH_2 + (O) + H - OH \xrightarrow{KMnO_4} HO - CH_2 - CH_2 - OH$

Эта реакция является качественной на двойную связь.

Вопросы для самопроверки:

1. Почему углеводороды ряда метана над алканами, парафинами, насыщенными, предельными?
2. Какие связи образуют атомы углерода между собой и водородом в молекулах парафинов?
3. В какие реакции могут вступить алканы?
4. Какие углеводороды называются непредельными?
5. Как получают этилен?

Лабораторное занятие№ 5 Изучение свойств альдегидов

Цель работы:

- Научиться распознавать альдегиды.
- Изучить свойства альдегидов.
- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

Оборудование:	*Реактивы:*
Пробирки	Серная кислота, раствор
Спиртовка	0,5н бихромат калия
	Этиловый спирт
	Гидроксид натрия, раствор
	Сульфат меди, раствор
	Формальдегид
	Нитрат серебра, раствор
	Аммиак, раствор 10%
	Глюкоза (кристаллическая)

Теоретическая часть:

Изучая альдегиды, необходимо помнить, что они являются продуктами окисления вторичных спиртов. При рассмотрении химических свойств альдегидов и кетонов нужно отметить их высокую химическую активность. Особое внимание следует обратить на окисление этих веществ.

Нужно знать получение, свойства и применение формальдегида и ацетальдегида. Следует обратить внимание на то, что формальдегид впервые был получен А.М. Бутлеровым из бромистого метилена. Особо обратить внимание на промышленные способы получения уксусного альдегида (по реакции М.Г. Кучерова).

Изучая кетоны, следует обратить внимание на ацетон, ознакомившись с его свойствами, со способами получения.

Выполнение работы:

Опыт 1 Получение альдегида окислением спирта хромовой смесью

Смешать в пробирке 2 мл раствора бихромата калия, 1 мл разбавленной серной кислоты и 0,5 мл этилового спирта. Осторожно нагреть смесь – наличие реакции окисления обнаруживается по изменению цвета раствора и характерному запаху уксусного альдегида (запах яблок).

Химизм процесса:

$3C_2H_5OH + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow 3CH_3CHO + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3$ (Описать наблюдение по данной реакции)

Опыт 2 Качественная реакция на альдегид с гидроксидом двухвалентной меди.

Вначале получают свежий гидроксид меди (II) путем смешивания растворов гидроксида натрия и медного купороса в небольших количествах (по 1 мл):

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

К полученному осадку гидроксида меди (II) прилить 1 мл формальдегида. Полученную смесь нагреть, в результате чего могут получиться два продукта реакции:

1. На стенках пробирки выделяется металлическая медь:

$$H\text{-}COH + Cu(OH)_2 = HCOOH + Cu + H_2O$$

2. Однако чаще в результате этой реакции образуется красный осадок оксида меди (I):

$$H\text{-}COH + 2Cu(OH)_2 = HCOOH + Cu_2O\downarrow + 2\,H_2O$$

Опыт 3 Качественная реакция на альдегид с оксидом серебра (реакция «серебряного зеркала»)

В пробирку прилить 1 мл нитрата серебра и 1 мл гидроксида натрия, при этом образуется осадок оксида серебра:

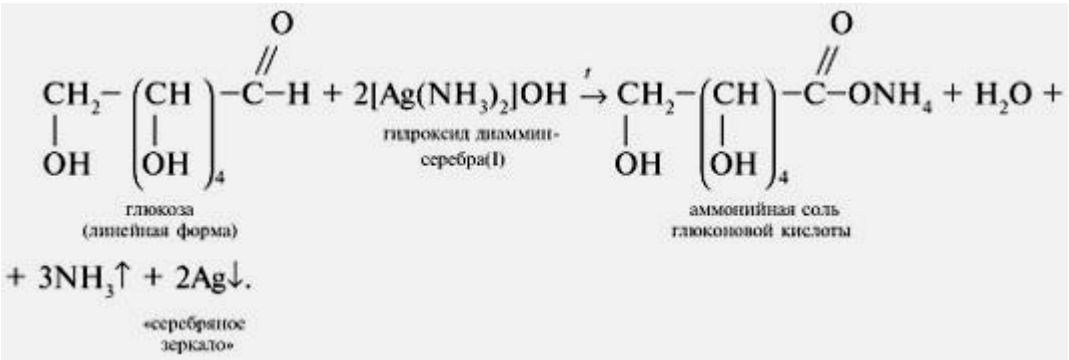
$$2AgNO_3 + 2NaOH = Ag_2O\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$$

Далее прилить 10%-ный раствор аммиака до растворения осадка оксида серебра с образованием аммиаката серебра:

$$Ag_2O + 4NH_4OH = 2[Ag(NH_4)_2]OH + H_2O$$

В раствор прибавить 3 г глюкозы и нагреть смесь.

Внимание! При нагревании будет выделяться большое количество аммиака!!!



Наблюдается слой серебра по стенкам пробирки.

Вопросы для самопроверки:

1. Какими качественными реакциями можно обнаружить альдегидную группу?
2. Какими способами могут быть получены альдегиды и кетоны?
3. В чем сходство и различие химических свойств альдегидов и кетонов?
4. Что такое формальдегид?

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

Габриелян, О. С. Химия. 10-й класс. Базовый уровень: учебник / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — 6-е изд., стер. — Москва: Просвещение, 2024. — 128 с.: ил. - ISBN 978-5-09-112176-6. - Текст: электронный. - URL: https://znanium.ru/catalog/product/2157258.

Габриелян, О. С. Химия. 11-й класс. Базовый уровень: учебник / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — 6-е изд., стер. — Москва: Просвещение, 2024. — 127, [1] с.: ил. — ISBN 978-5-09-112177-3. - Текст: электронный. - URL: https://znanium.ru/catalog/product/2157262.