

ДЕПАРТАМЕНТ ОБРАЗОВАНИЯ ГОРОДА МОСКВЫ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ГОРОДА МОСКВЫ

«ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ КОМПЛЕКС «ЮГО-ЗАПАД»
(ГБПОУ ОК «ЮГО-ЗАПАД»)

Цикловая комиссия «Общеобразовательных дисциплин ТСП «Севастопольское»
Цикловая комиссия «Естественнонаучных дисциплин ТСП «Академическое»

Л.Г. Гербеева

Х И М И Я

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Рабочая тетрадь

ФИО

Группа

201__-201__ учебный год

Гербеева Л.Г. Химия.

Лабораторные работы/рабочая тетрадь. – М.: ГБПОУ ОК «Юго-Запад», 2015. – 73.

**Рецензент: Копейкина Е.Д., преподаватель химии высшей категории
ГБПОУ ОК «Юго-Запад».**

Рекомендовано Научно-экспертным советом
Государственного бюджетного профессионального
образовательного учреждения города Москвы
Образовательного комплекса «Юго-Запад»
Департамента образования города Москвы
Протокол №__ от ____ 2015 г.

Рабочая тетрадь предназначена для студентов первого курса, обучающихся по программам подготовки специалистов среднего звена.

Рабочая тетрадь включает в себя необходимый теоретический материал и лабораторные работы по следующим темам неорганической и органической химии: «Растворы. Электролитическая диссоциация», «Классификация неорганических соединений и их свойства», «Классификация химических реакций», «Скорость химических реакций», «Металлы и неметаллы», «Углеводороды», «Кислородсодержащие соединения», «Азотсодержащие органические соединения».

Лабораторные работы разработаны в соответствии с Федеральным компонентом государственного стандарта общего образования (Часть II. Среднее (полное) общее образование) для специальностей:

23.02.03 «Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта»

15.02.08 «Технология машиностроения»

09.02.04 «Информационные системы»

18.02.07 «Технология производства и переработки пластических масс и эластомеров»

Содержание

Разделы, темы, перечень лабораторных работ	Стр.
Таблица успеваемости	4
Критерии оценки лабораторных работ по химии	5
Инструкция по ТБ	6
Раздел I. Неорганическая химия	7
Тема 1.4. Растворы. Электролитическая диссоциация	7
Лаб. раб. №1 «Изучение реакций ионного обмена в растворах».....	8
Тема 1.5. Классификация неорганических соединений и их свойства	12
Лаб. раб. №2 «Изучение свойств оксидов».....	15
Лаб. раб. №3 «Получение оснований и изучение их свойств в свете теории электролитической диссоциации».....	19
Лаб. раб. №4 «Изучение свойств кислот и солей в свете теории электролитической диссоциации».....	24
Лаб. раб. №5 «Изучение генетической связи между классами неорганических веществ».....	28
Тема 1.6. Классификация химических реакций	31
Лаб. раб. №6 «Изучение окислительно-восстановительных реакций».....	33
Лаб. раб. №7 «Изучение зависимости скорости химических реакций от различных факторов».....	37
Тема 1.7. Металлы и неметаллы	40
Лаб. раб. №8 «Изучение свойств металлов главных подгрупп».....	43
Лаб. раб. №9 «Изучение свойств соединений металлов побочных подгрупп».....	46
Лаб. раб. №10 «Получение и изучение свойств галогенов».....	49
Раздел II. Органическая химия	52
Тема 2.1. Углеводороды	52
Лаб. раб. №11 «Качественный анализ углеводородов. Изучение свойств непредельных углеводородов на примере этилена».....	54
Тема 2.2. Кислородсодержащие соединения	58
Лаб. раб. № 12 «Изучение свойств металлов главных подгрупп».....	60
Тема 2.3. Азотсодержащие органические соединения	66
Лаб. раб. №13 «Изучение азотсодержащих органических соединений».....	67
Лаб. раб. №14 «Анализ пищевых продуктов».....	71

Таблица успеваемости обучающегося

ФИО

Группа

№ п/п.	Название лабораторной работы	Дата	Оценка	Подпись преподавателя
1	Изучение реакций ионного обмена в растворах.			
2	Изучение свойств оксидов			
3	Получение оснований и изучение их свойств в свете теории электролитической диссоциации.			
4	Изучение свойств кислот и солей в свете теории электролитической диссоциации.			
5	Изучение генетической связи между классами неорганических веществ.			
6	Изучение окислительно-восстановительных реакций			
7	Изучение зависимости скорости химических реакций от различных факторов.			
8	Изучение свойств металлов главных подгрупп			
9	Изучение свойств соединений металлов побочных подгрупп			
10	Получение и изучение свойств галогенов			
11	Качественный анализ углеводов. Изучение свойств непредельных углеводов на примере этилена.			
12	Изучение свойств металлов главных подгрупп.			
13	Изучение азотсодержащих органических соединений			
14	Анализ пищевых продуктов			

Критерии оценки лабораторных работ по химии

Оценка «5»:

- ✓ Выполнена работа в рациональной последовательности и полном объеме с безусловным соблюдением правил личной и общественной безопасности;
- ✓ грамотно, логично и самостоятельно описаны проведенные наблюдения, составлены уравнения химических реакций и сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдений);
- ✓ экономно использованы расходные материалы;
- ✓ обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте;
- ✓ лабораторная работа аккуратно оформлена.

Оценка «4»:

- ✓ Логично описаны проведенные наблюдения,
- ✓ в составленных уравнениях химических реакций допущены две-три несущественные ошибки, исправленные по требованию учителя;
- ✓ грамотно сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдений);
- ✓ экономно использованы расходные материалы;
- ✓ обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте;
- ✓ лабораторная работа аккуратно оформлена.

Оценка «3»:

- ✓ Выполнена работа в рациональной последовательности и полном объеме с безусловным соблюдением правил личной и общественной безопасности;
- ✓ неполно и нелогично описаны проведенные наблюдения,
- ✓ в составленных уравнениях химических реакций допущены ошибки, которые студент не может исправить;
- ✓ не сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдения);
- ✓ экономно использованы расходные материалы;
- ✓ обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте;
- ✓ лабораторная работа не аккуратно оформлена;
- ✓ лабораторная работа выполнена на 50%.

Оценка «2»:

- ✓ Выполнена экспериментальная часть, но работа не оформлена в тетради;
- ✓ лабораторная работа выполнена менее, чем на 50%.

Инструкция по технике безопасности во работе проведения лабораторных работ

При всех работах соблюдайте максимальную осторожность. Помните: неаккуратность, невнимательность, недостаточное знание свойств веществ могут привести к несчастному случаю.

1. Соблюдайте правила пожарной безопасности, не оставляйте в проходах сумки и рюкзаки.
2. Помните, где находится огнетушитель.
3. Внимательно изучайте инструкции по проведению химических опытов и выполняйте их.
4. Если вы не уверены в правильности своих действий, консультируйтесь с учителем.
5. О каждом (даже малозначительном) случае нарушения хода эксперимента сообщайте учителю.
6. Не загромождайте рабочий стол. На столе нужно держать то, что необходимо для текущей работы.
7. Никакие вещества в лаборатории не пробуйте на вкус.
8. Нюхайте вещества осторожно, направляйте к себе пары или газ рукой.
9. Не наклоняйтесь над сосудом, в который вы добавляете вещество.
10. Сначала прогревайте всю пробирку во избежание её растрескивания.
11. При нагревании пробирку держите отверстием в сторону от себя и от соседа. Жидкость при нагревании нередко выбрасывается из пробирки.
12. Заботьтесь о том, чтобы не загрязнять реактивы: неиспользованные вещества никогда не кладите в ту банку, из которой они были взяты. Совершенно недопустимо путать пробки от сосудов.
13. Горячему стеклу дайте остыть, прежде, чем брать его руками. Помните: горячее стекло по виду ничем не отличается от холодного.

Раздел I. Неорганическая химия

Тема 1.4. Растворы. Электролитическая диссоциация

Электролиты – это вещества, растворы или расплавы которых обладают ионной проводимостью, т.е. могут проводить электрический ток.

Электролиты в растворах или расплавах распадаются на ионы (диссоциируют).

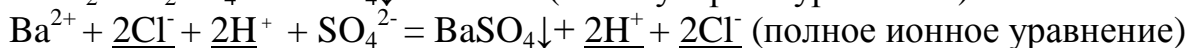
Процесс распада электролитов на ионы называется **электролитической диссоциацией**.

Реакции, протекающие между ионами, называются **ионными реакциями**.

Реакции ионного обмена протекают в растворах до конца или являются **необратимыми**, если они сопровождаются:

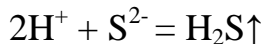
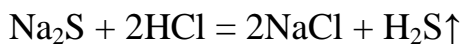
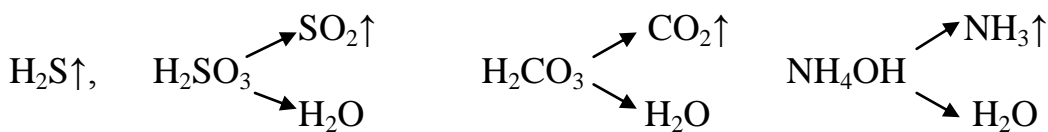
- 1) выпадением осадка(↓);
- 2) выделением газа(↑);
- 3) образованием малодиссоциирующего вещества (воды).

1. Выпадение осадка (↓)

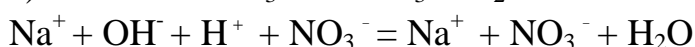
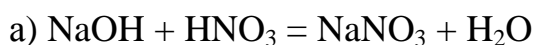


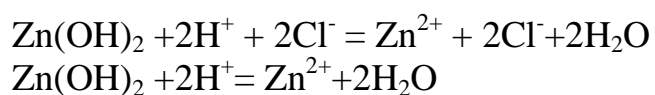
Сокращенное ионное уравнение показывает между какими ионами в действительности протекает химическая реакция.

2. Выделение газа (↑)



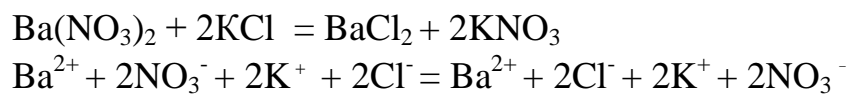
3. Образование малодиссоциирующего вещества (воды)





Нерастворимые соединения (Zn(OH)_2 и др.) в ионных уравнениях записываются в виде формул.

4. Реакция невозможна.



Реакция невозможна, так как исходные вещества и предполагаемые продукты реакции – сильные электролиты, присутствуют в растворе только в виде ионов.

Лабораторная работа №1

Тема 1.4. Растворы. Электролитическая диссоциация.

Название работы. Изучение реакций ионного обмена в растворах.

Цель: 1. закрепить знания о признаках реакций ионного обмена, при которых они являются необратимыми;
2. закрепить умения составлять молекулярные и ионные уравнения химических реакций.

Оборудование: пробирки и штатив для пробирок.

Вещества: гидроксид натрия, сульфат меди (II), хлорид железа (III), хлорид бария, карбонат натрия, нитрат серебра, хлорид аммония, соляная кислота, серная кислота, фенолфталеин.

Выполнение работы.

I. Проведите опыты и заполните таблицу:

№ опыта	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций (молекулярные и ионные)
<u>I. Реакции ионного обмена, сопровождающиеся образованием осадка</u> <i>a) образование нерастворимых оснований</i>			
Проведите химические реакции между растворами электролитов: 1) гидроксид натрия и сульфат меди (II); 2) гидроксид натрия и хлорид железа (III);			
1	CuSO ₄ и NaOH		<i>Молекулярное уравнение:</i> CuSO ₄ + NaOH →

			<i>Полное ионное уравнение:</i> $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \dots + \dots \rightarrow$
			<i>Сокращённое ионное уравнение:</i>
2	FeCl ₃ и NaOH		
<i>б) образование нерастворимых солей</i>			
Проведите химические реакции между растворами электролитов:			
3) хлорид бария и серная кислота;			
4) соляная кислота и нитрат серебра;			
3	BaCl ₂ и H ₂ SO ₄		
4	HCl и AgNO ₃		
<u>II. Реакции ионного обмена, сопровождающиеся выделением газа</u>			
Проведите химические реакции между растворами электролитов:			
5) карбонат натрия и соляная кислота;			
6) хлорид аммония и гидроксид натрия.			

5	Na_2CO_3 и HCl		
6	NH_4Cl и NaOH		
<u>III. Реакции ионного обмена сопровождающиеся образованием слабого электролита</u>			
В чистую пробирку налейте 0,5 мл гидроксида натрия, добавьте одну каплю фенолфталеина. Что произошло? Налейте в эту же пробирку несколько капель соляной кислоты.			
7	NaOH + 2 капли ф/ф + HCl		

II. Сделайте выводы о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Признаки химических реакций, при которых они являются необратимыми (протекают до конца)?

1.

2

3

2) Что показывает сокращённое ионное уравнение?

Тема 1.5. Классификация неорганических соединений и их свойства

1. Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, одним из которых является кислород со степенью окисления -2.

Оксиды **не являются электролитами**, т.к. кислород – сильный электроотрицательный элемент, соединяясь с металлами и неметаллами, образует прочные соединения.

Оксиды по их кислотно-основным свойствам можно разделить на три группы. Принадлежность оксидов к разным группам можно подтвердить их химическими свойствами:

Характер оксида	Степень окисления элемента	Соответствующий гидроксид	Характерные химические реакции
Основной Na ₂ O, MgO	Me ⁺¹ Me ⁺²	<u>основание</u> Me ⁺¹ OH Me ⁺² (OH) ₂	1. С водой (только оксиды активных металлов – щелочных и щелочно-земельных) Na ₂ O + H ₂ O → 2NaOH В результате образуются щелочи. 2. С кислотами MgO + 2HCl → MgCl ₂ + H ₂ O 3. С кислотными оксидами Na ₂ O + CO ₂ → Na ₂ CO ₃
Амфотерный Al ₂ O ₃ , SnO ₂	Me ⁺³ Me ⁺⁴	1) <u>основание</u> Me ⁺³ (OH) ₃ Me ⁺⁴ (OH) ₄ 2) <u>кислота</u> +Al ₂ O ₃ <u>H₂O</u> [H ₂ Al ₂ O ₄] → HAlO ₂	1. С кислотами Al ₂ O ₃ + 6HCl → AlCl ₃ + 3H ₂ O 2. С щелочами Al ₂ O ₃ + 2NaOH → 2NaAlO ₂ + H ₂ O <u>H₂O</u> [H ₂ Al ₂ O ₄] → HAlO ₂
Кислотный Sb ₂ O ₅ CrO ₃ Mn ₂ O ₇ CO ₂	Me ⁺⁵ Me ⁺⁶ Me ⁺⁷ неMe (с любой степенью окисления)	<u>кислота</u> +H ₂ O <u>Mn₂O₇</u> [H ₂ Mn ₂ O ₈] → HMnO ₄	1. С водой с образованием кислоты H ₂ O + CO ₂ → H ₂ CO ₃ 2. С щелочами 2NaOH + CO ₂ → Na ₂ CO ₃ + H ₂ O 3. с основными оксидами

			$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$
Несолеобразующий (CO, NO, N ₂ O)	-	-	-

В зависимости от характера образуемых в результате электролитической диссоциации ионов все электролиты делят на три класса – кислоты, соли, основания.

2. Кислоты – это электролиты, которые диссоциируют в растворах на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Общие свойства кислот определяются образованием общего иона – катиона водорода.



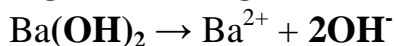
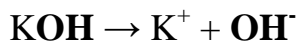
Общие свойства кислот:

- 1) кислый вкус;
- 2) изменение окраски индикаторов;
- 3) взаимодействие с
 - ✓ металлами;
 - ✓ основными и амфотерными оксидами;
 - ✓ основаниями и амфотерными гидроксидами;
 - ✓ солями.

3. Основания – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и гидроксид-ионы.

Все основания можно поделить на растворимые в воде и практически нерастворимые.

Общие свойства оснований определяются наличием гидроксид-ионов – OH⁻.



Общие свойства щелочей:

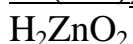
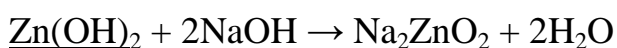
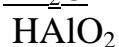
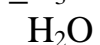
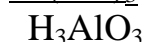
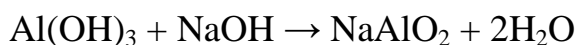
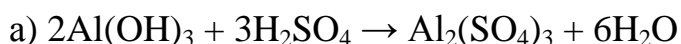
- 1) мылкие на ощупь;
- 2) разъедают кожу;
- 3) изменяют окраску индикаторов;
- 4) взаимодействуют с
 - ✓ кислотами;
 - ✓ кислотными оксидами;

✓ солями.

Общие свойства нерастворимых оснований:

- 1) взаимодействуют с кислотами;
- 2) при нагревании разлагаются на оксиды.

Амфотерные гидроксиды – соединения, которые проявляют двойственность свойств, т.е. могут реагировать как с кислотами, так и с основаниями (щелочами):



4. Соли – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.



Общие свойства солей:

- 1) Взаимодействие с металлами, которые находятся в ряду напряжений левее, чем металл, входящий в состав соли.
- 2) Взаимодействие с кислотами, если в результате образуются газ или осадок.
- 3) Взаимодействие с щелочами, если в результате образуется осадок.
- 4) Взаимодействие с другими солями, если в результате образуется осадок

Лабораторная работа №2

Тема 1.5. Классификация неорганических соединений и их свойства.

Название работы. Изучение свойств оксидов.

Цель: закрепить знания о классификации оксидов, изучить некоторые свойства основных, амфотерных и кислотных оксидов.

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок, спиртовка, спички, аппарат Киппа.

Вещества: оксид кальция, оксид хрома (III), гидроксид натрия концентрированный, серная кислота, соляная кислота, мрамор, гидроксид кальция, метилоранж.

Выполнение работы.

I. Проведите опыты и заполните таблицу:

Оксиды	№ п/п	Название опыта.	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций
Основные	Свойства оксида кальция				
	1	а) В пробирку с оксидом кальция налейте 1мл воды. б) В эту же пробирку налейте 1-2 капли фенолфталеина.			
		Взаимодействие с водой	CaO, H ₂ O и фенолфталеин		

	2	В пробирку с оксидом кальция налейте 1мл соляной кислоты. Свои наблюдения запишите в таблице.			
		Взаимодействие с кислотами	CaO и HCl.		
Амфотерные	Свойства оксида хрома (III)				
	3	Взаимодействие с кислотами	Cr ₂ O ₃ , H ₂ SO ₄		
	4	Взаимодействие с щелочами	Cr ₂ O ₃ , NaOH (конц.)		→ NaCrO ₂ +
Кислотные	Получение и свойства оксида углерода (II)				
	5	Получение оксида углерода (II)	Зарядите аппарат Киппа и получить в нем углекислый газ из мрамора и соляной кислоты		
			CaCO ₃ и HCl.		
6	Взаимодействие с водой	В пробирку налейте 1 мл дистиллированной воды, из аппарата Киппа пропустите углекислый газ – CO ₂ , в полученный раствор добавьте 2 капли метилоранжа. О чём свидетельствует незначительное изменение окраски индикатора?			
		CO ₂ , H ₂ O			

			метилоранж		
7	В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида кальция (известковой воды) – $\text{Ca}(\text{OH})_2$, поместите в раствор «соломинку» для коктейлей и подуйте.				
	Взаимодействие с щелочами	CO_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$			

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Какие вещества называются оксидами?

2) Какие степени окисления проявляют металлы в основных оксидах? Какой класс веществ им соответствуют?

3) Какие степени окисления проявляют металлы и неметаллы в кислотных оксидах?

Какой класс веществ им соответствуют?

4) Какую степень окисления проявляют металлы в амфотерных оксидах?

5) Напишите формулы несолеобразующих оксидов. Вступают ли они в химические реакции?

Лабораторная работа №3

Тема 1.5. Классификация неорганических соединений и их свойства.

Название работы. Получение оснований и изучение их свойств в свете теории электролитической диссоциации.

Цель:

- 1) получить нерастворимое основание
- 2) изучить свойства растворимых и нерастворимых оснований.
- 3) доказать, что некоторые оксиды и гидроксиды обладают двойственным характером свойств – амфотерностью, т.е. одновременно реагируют с кислотами, проявляя свойства оснований, а также с щелочами, проявляя свойства кислот.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель для пробирок, универсальный индикатор, «соломинка» для коктейлей.

Вещества: сульфат меди (II), хлорид никеля (II), сульфат алюминия, гидроксид натрия, гидроксид кальция, гидроксид аммония, соляная кислота (разб.), соляная кислота (конц.), индикаторы – фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус.

Выполнение работы.

I. Прodelайте опыты и заполните таблицу:

№ п/п	Название опыта	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций
Свойства растворимых оснований (щелочей)				

1	Отношение к индикаторам	В три пробирки налейте раствор гидроксида натрия. В одну пробирку с щелочью налейте одну-две капли индикатора метиловый оранжевый , в другую – одну-две капли индикатора лакмус , в третью – одну-две капли индикатора фенолфталеин .			
		NaOH и индикаторы	Цвет индикатора в нейтральной среде	Цвет индикатора в щелочной среде	Запишите уравнение диссоциации гидроксида натрия (с 13)
		лакмус			
		метилоранж			
		фенолфталеин			
2	Получение нерастворимых оснований				
	Получение нерастворимого основания	<p>а) К 1 мл раствора гидроксида натрия прибавьте несколько капель сульфата меди (II). Свои наблюдения внесите в тетрадь.</p> <p>б) Осадок разделите на две части, перелив половину содержимого в другую пробирку. Обе пробирки поставьте в штатив.</p>			
	CuSO ₄ и NaOH			
Свойства растворимых и нерастворимых оснований					
3	Взаимодействие с кислотами	<p>а) Опыт проводит преподаватель.</p> <p>Стеклянную палочку необходимо обмакнуть в раствор гидроксида аммония и поднести её к ёмкости с концентрированной соляной кислотой. Результат опыта – белый дым – кристаллики образующегося хлорида аммония белого цвета парят на летучих кислотах HCl и HNO₃.</p>			
		а) NH ₄ OH и HCl (конц.)		Запишите только молекулярное уравнение:	

		Возьмите одну порцию гидроксида меди (II), налейте 1мл соляной (хлороводородной) кислоты.		
		б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HCl	
4	Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами	Повторите опыт с известковым молоком. В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида кальция (известковой воды) – $\text{Ca}(\text{OH})_2$, поместите в раствор «соломинку» для коктейлей и подуйте.		
		$\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2	
5	Взаимодействие щелочей с солями с образованием нерастворимого основания	В пробирку с гидроксидом натрия налейте несколько капель хлорида никеля (II).		
		NaOH и NiCl_2	
6	Разложение нерастворимых оснований при нагревании	Немного нагрейте пробирку со второй порцией гидроксида меди (II).		
		$\text{Cu}(\text{OH})_2$		

Получение и свойства амфотерных и гидроксидов			
7	Получение гидроксида алюминия	К 1 мл раствора сульфата алюминия по каплям прибавьте 2-3 капли (не больше!) раствора гидроксида натрия; осадок разделите на две части: для этого часть осадка перелейте в чистую пробирку	
		Al ₂ (SO ₄) ₃ , NaOH
8	Взаимодействие гидроксида алюминия с кислотой	В одну из пробирок с гидроксидом алюминия налейте серную кислоту	
		Al(OH) ₃ , HCl
9	Взаимодействие гидроксида алюминия с основанием (щелочью)	В другую пробирку с гидроксидом алюминия налейте по каплям гидроксида натрия до растворения осадка.	
		Al(OH) ₃ , NaOH	Al(OH) ₃ + NaOH → Na[Al(OH) ₄] тетрагидроксоалюминат натрия.

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Какие вещества называются основаниями?

2) Чем определяется общность свойств оснований?

3) Какие вещества называются амфотерными гидроксидами?

Лабораторная работа №4

Тема 1.5. Классификация неорганических соединений и их свойства.

Название работы. Изучение свойств кислот и солей в свете теории электролитической диссоциации.

Цель: 1) изучить общие свойства кислот на примере соляной кислоты;
2) изучить общие свойства солей на примере хлорида меди (II).

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

Вещества: натрий, цинк, железо, оксид магния, гидроксид натрия, нитрат серебра, раствор хлорида меди (II), кристаллический хлорид меди (II), соляная кислота (разб.), соляная кислота (конц.), индикаторы – фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус

Выполнение работы.

I. Проведите опыты и заполните таблицу:

№ п/п	Название опыта	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций	
Свойства кислот на примере соляной кислоты					
1	Изменение цвета индикаторов	В три пробирки налейте соляную (хлороводородную) кислоту. В одну пробирку с кислотой налейте одну-две капли индикатора метиловый оранжевый , в другую – одну-две капли индикатора лакмус , в третью – одну-две капли индикатора фенолфталеин			
		НСl и индикаторы	Цвет индикатора в нейтральной среде	Цвет индикатора в кислой среде	Запишите уравнение диссоциации соляной кислоты

		лакмус			(с 13)
		метилоранжевый			
		фенолфталеин			
2	Взаимодействие с металлами	а) Взаимодействие соляной кислоты с натрием. В пробирку с 1 мл соляной кислоты добавить маленький кусочек натрия.			
		а) Na и HCl			
		б) Взаимодействие соляной кислоты с цинком. В пробирку с 1 мл соляной кислоты добавьте гранулу цинка, немного подогрейте.			
		б) Zn и HCl			
3	Взаимодействие с основными оксидами	В чистую пробирку поместите несколько кристалликов оксида магния, налейте 1 мл соляной кислоты			
		MgO и HCl		
4	Взаимодействие	В пробирку налейте немного щелочи (NaOH), добавьте 1-2 капли индикатора фенолфталеин.			

	с основаниями	Затем прибавьте немного раствора соляной кислоты.		
		NaOH, фенолфталеин и HCl	
5	Взаимодействие с солями	В пробирку налейте немного соляной кислоты, добавьте несколько капель нитрата серебра.		
		AgNO ₃ и HCl	
Свойства солей на примере хлорида меди (II)				
6	Взаимодействие с металлами	В пробирку поместите канцелярскую скрепку, залейте её раствором хлорида меди(II). Пробирку осторожно нагрейте, поместив её в пробиркодержатель.		
		Fe и CuCl ₂		
7	Взаимодействие с кислотами.	В пробирку поместите несколько кристалликов хлорида меди(II). Прибавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Каков результат химической реакции?		
		CuCl ₂ (крист.) H ₂ SO ₄ (конц.)		
8	Взаимодействие с щелочами	В пробирку налейте 0,5 мл гидроксида натрия, прибавьте несколько капель раствора хлорида меди(II).		

		CuCl ₂ , NaOH	
9	Взаимодействие с солями	В пробирку налейте 0,5 мл раствора хлорида меди(II), добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Свои наблюдения внесите в таблицу		
		AgNO ₃ , CuCl ₂	

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Какие вещества с точки зрения ТЭД называются кислотами?

2) Чем определяется общность свойств кислот?

3) Какие вещества с точки зрения ТЭД называются солями?

Лабораторная работа №5

Тема 1.5. Классификация неорганических веществ и их свойства.

Название работы. Изучение генетической связи между классами неорганических веществ.

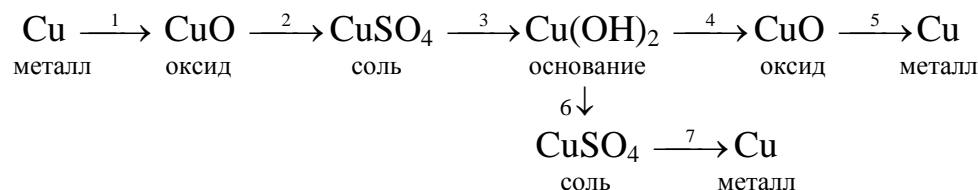
Цель: доказать, что между веществами разных классов существует генетическая (родственная) связь, т.е. из веществ одного класса можно получить вещества других классов.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

Вещества: медь, железо (канцелярская скрепка), оксид меди (II), гидроксид натрия, сульфат меди (II), серная кислота, этиловый спирт.

Выполнение работы.

I. Запишите цепочку превращений, которую предстоит осуществить на практике:



II. Проделайте опыты и заполните таблицу:

№ п/п	Название опыта	Звено цепочки и реагирующие вещества	Наблюдения	Уравнения химических реакций
1	Окисление меди		Нагрейте на спиртовке медную проволоку. Какого цвета оксид меди (II)?	

		$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO}$ (Cu и O ₂)		
2	Получение соли из оксида	В пробирку с оксидом меди(II) налейте немного серной кислоты, осторожно нагрейте. О чем свидетельствует появление голубой окраски?		
		$\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4$ (CuO и H ₂ SO ₄)	
3	Получение основания	К получившемуся раствору сульфата меди(II) – CuSO₄ прибавьте раствор гидроксида натрия. Получившийся осадок разделите на две части.		
		$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$ (CuSO ₄ и NaOH)	
4	Разложение основания	Одну пробирку с осадком Cu(OH)₂ нагрейте на спиртовке.		
		$\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO}$ (Cu(OH) ₂)		
5	Восстановление меди из оксида	Вновь нагрейте на спиртовке медную проволоку. Когда проволока почернеет, опустите её в пробирку с этиловым спиртом.		
		$\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ (CuO и этиловый		CuO + 2[H] → Cu + H₂O , где [H] – восстановитель (этиловый спирт).

		спирт)		
6	Получение соли из основания	Во вторую пробирку с гидроксидом меди(II) налейте немного серной кислоты. $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$ ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4)		----- -----
7	Получение металла из соли	В пробирку с полученным в опыте №6 раствором сульфата меди (II) положите канцелярскую скрепку. Содержимое пробирки нагрейте. $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$		

III. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Что такое генетическая связь веществ?

Тема 1.6. Классификация химических реакций

Химические реакции можно классифицировать по различным признакам.

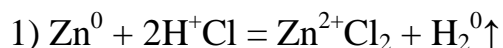
Одним из признаков является классификация по изменению степени окисления.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, которые протекают с изменением степеней окисления у некоторых химических элементов.

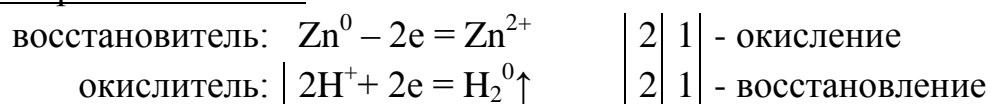
Правила, которые необходимо знать при составлении электронного баланса

1. Степени окисления простых веществ равняются 0.
2. Сумма всех положительных и всех отрицательных степеней окисления равняется 0.
3. Атом (ион), который отдаёт электроны, является восстановителем.
4. Атом (ион), который присоединяет электроны, является окислителем.
5. Процесс отдачи электронов называется окислением.
6. Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

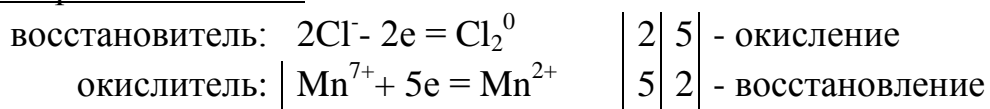
Примеры окислительно-восстановительных реакций:



Электронный баланс:



Электронный баланс:



Скорость химических реакций

Разные химические реакции протекают с разными скоростями. Практически мгновенно протекают реакции, которые сопровождаются взрывным эффектом: горение пороха, воспламенение бензина в двигателе внутреннего сгорания автомобиля. Наоборот, реакции ржавления железа (коррозия), окисления серебра или меди протекают годами.

Чтобы охарактеризовать, насколько быстро протекают химические реакции, используют понятие *скорость химической реакции*.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации (c) одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени (t):

$$v = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1}$$

Факторы, влияющие на скорость химических реакций

1. Природа реагирующих веществ.

Под природой реагирующих веществ понимают их состав, строение, взаимное влияние атомов или групп атомов друг на друга.

2. Температура.

При нагревании молекулы быстрее двигаются, поэтому чаще происходит их столкновение, и скорость химической реакции увеличивается.

3. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ.

Для гетерогенных реакций, вещества которых находятся в разных агрегатных состояниях, реакции идут на поверхности твердых веществ. Чем больше измельчены вещества, тем больше их поверхность, тем реакции протекают интенсивнее, и скорость химических реакций больше.

4. Концентрация реагирующих веществ.

Увеличение концентрации веществ влечет за собой увеличение скорости химической реакции, т.к. молекул становится больше, они чаще сталкиваются и реагируют между собой.

5. Катализатор.

Катализатор – вещество, которое в незначительных количествах существенно увеличивает скорость химической реакции, не изменяя после её окончания своего химического состава.

Лабораторная работа №6

Тема 1.6. Классификация химических реакций.

Название работы. Изучение окислительно-восстановительных реакций.

Цель:

- 1) закрепить понятия: окислительно-восстановительные реакции, окислитель, восстановитель, процессы окисления, восстановления;
- 2) поупражняться в составлении электронного баланса, расстановке коэффициентов.

Оборудование: штатив с пробирками, асбестовая сетка, спички.

Вещества: дихромат аммония; растворы серной кислоты, гидроксида калия, перманганата калия, сульфита калия, дихромата калия, иодида калия, сульфида натрия.

Выполнение работы

I. Проделайте опыты и заполните таблицу:

В окислительно-восстановительных реакциях

- расставьте коэффициенты методом электронного баланса,
- отметьте процессы окисления, восстановления,
- укажите окислитель, восстановитель

№ п/п	Название опыта	Уравнения ОВР	Наблюдения
1	Разложение дихромата аммония	Опыт проводит преподаватель демонстрационно. К этому уравнению ОВР и последующим составьте электронный баланс, укажите процессы окисления, восстановления, окислитель, восстановитель	

		$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{N}^{+3} + \dots \rightarrow \text{N}_2^0$ $\text{Cr}^{+6} + \dots \rightarrow \text{Cr}^{+3}$	
2	Окислительные свойства перманганата калия:	а) <u>в нейтральной среде:</u> в пробирку поместите 0,5 мл перманганата калия, добавьте столько же раствора сульфита калия. Запишите наблюдения в таблицу.	
		$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$	
		б) <u>в кислой среде:</u> в пробирку поместите 0,5 мл перманганата калия, добавьте столько же серной кислоты, а затем сульфит калия.	
		$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
		в) <u>в щелочной среде:</u> в пробирку поместите 0,5 мл перманганата калия, добавьте столько же гидроксида натрия, а затем 2-3 капли сульфита калия.	
		$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
4	Окислительные	а) <u>в кислой среде:</u>	

свойства дихромата калия	В чистую пробирку налейте оранжевого раствора дихромата калия, добавьте несколько капель иодида калия, а затем несколько капель серной кислоты. Осторожно понюхайте образовавшийся раствор	
	$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + H_2O$	
б) <u>в нейтральной среде:</u> В чистую пробирку налейте раствор дихромата калия, добавьте несколько капель сульфата натрия.	$K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2O \rightarrow Na_3[Cr(OH)_6] + S + 2KOH$	

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

2) Что такое восстановитель?

3) Что такое окислитель?

Лабораторная работа №7

Тема 1.6. Классификация химических реакций.

Название работы. Изучение зависимости скорости химических реакций от различных факторов.

Цель работы: Доказать, что скорость химических реакций изменяется от различных факторов.

Оборудование: спиртовка, спички, штатив с пробирками, держатель для пробирок.

Реактивы и материалы: металлический натрий, цинк (гранулы и стружка), серная кислота (разб. и конц.), пероксид водорода, оксид марганца (IV).

Выполнение работы.

I. Исследуйте влияние следующих факторов на скорость химических реакций, проделав опыты и заполнив таблицу:

№ п/п	Факторы	Реагирующие вещества	Наблюдения	Уравнения химических реакций
1	Природа реагирующих веществ	В две пробирки с натрием и цинком добавьте серной кислоты. Сравните скорости двух реакций (какая протекает с большей скоростью?)		
		а) Na и H ₂ SO ₄		а)

		б) Zn и H ₂ SO ₄		б)
2	Действие температуры	Пробирку с цинком и кислотой закрепите в держателе и осторожно нагрейте. Как изменяется скорость химической реакции?		
		Zn и H ₂ SO ₄		
3	Поверхность соприкосновения реагирующих веществ	В чистую пробирку поместите немного порошка цинка, добавьте раствор серной кислоты		
		Zn (порошок) и H ₂ SO ₄		
4	Изменение концентрации реагентов	В чистую пробирку поместите гранулу цинка, добавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты.		
		Zn и H ₂ SO ₄ (конц.)		Расставьте коэффициенты методом электронного баланса: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

5	Влияние катализатора	В пробирку налейте 1-2 мл пероксида водорода, добавьте несколько кристалликов оксида марганца (IV).		
		H ₂ O ₂ и MnO ₂		MnO ₂ – катализатор $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ Расставьте коэффициенты.

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Что такое скорость химических реакций?

Тема 1.7. Металлы и неметаллы

Металлы. Металлическая связь. Характерные физические и химические свойства.

Металлы в основном располагаются в левой и нижней части периодической системы. У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне обычно находятся от одного до трёх валентных электронов, которые являются относительно свободными.

Металлы имеют особую кристаллическую решётку.

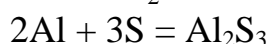
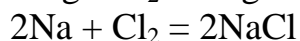
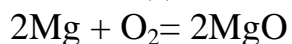
В узлах кристаллической решётки находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между ними передвигаются относительно свободные электроны. Такие кристаллические решётки называют металлическими. Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решётку, называют **металлической**.

Физические свойства металлов:

1. металлический блеск (все металлы отражают от своей поверхности световые лучи);
2. Электропроводность; объясняется наличием в металлических решётках свободно перемещающихся электронов, которые в электрическом поле приобретают направленное движение;
3. Теплопроводность; можно объяснить колебательным движением атомов и ионов, которые находятся в узлах кристаллической решетки. Тепло передаётся от одних атомов другим.
4. ковкость и пластичность; ионы в металлической решётке непосредственно не связаны, поэтому отдельные слои могут свободно перемещаться один относительно другого.

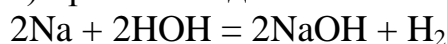
Химические свойства металлов.

1. взаимодействие с неметаллами (кислородом, галогенами, серой):

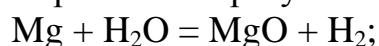


2. взаимодействие с водой:

а) при взаимодействии *активных металлов* с водой образуются щёлочи:

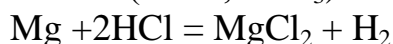


б) *менее активные металлы*, стоящие в ряду активности до водорода, при нагревании образуют оксиды металлов:



3. взаимодействие с кислотами:

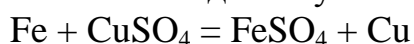
а) металлы, стоящие до водорода, вытесняют водород из разбавленных кислот (искл., HNO_3):



б) металлы, стоящие после водорода, не взаимодействуют с кислотами.

4. взаимодействие с солями:

металлы, стоящие левее в ряду активности металлов, вытесняют металлы, стоящие правее, из растворов их солей (искл., активные металлы т.к. они сами взаимодействуют с водой)



Неметаллы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева.

Окислительно-восстановительные свойства на примере элементов подгруппы кислорода.

Неметаллы расположены в основном в правой верхней части периодической системы. Атомы неметаллов на внешнем энергетическом уровне как правило имеют от 4 до 7 электронов.

Ядра атомов неметаллов сильнее, чем у металлов притягивают валентные электроны, поэтому размеры их атомов всегда меньше, чем у металлов.

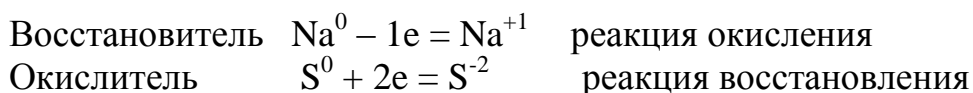
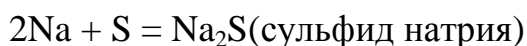
Неметаллы легче присоединяют электроны, чем отдают. В связи с этим у неметаллов преобладают окислительные свойства. Самым сильным окислителем является фтор, затем следует кислород, потом хлор, азот и т.д.

Физические свойства неметаллов

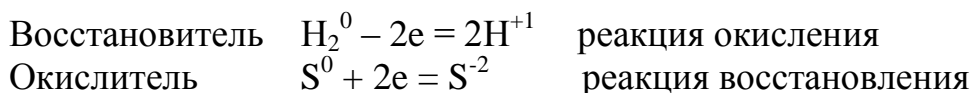
1. Не обладают металлическим блеском (металлы имеют металлический блеск);
2. не являются электро- и теплопроводными (металлы хорошие проводники электрического тока и тепла);
3. хрупкие (металлы пластичные);
4. не являются ковкими в отличие от металлов;
5. обладают меньшей плотностью, чем металлы;
6. агрегатное состояние при обычных условиях самое разное: газы – кислород, азот, водород, галогены и др.; жидкости – бром; твердые вещества – кремний, бор;
7. обладают более низкими температурами кипения и плавления.

Химические свойства.

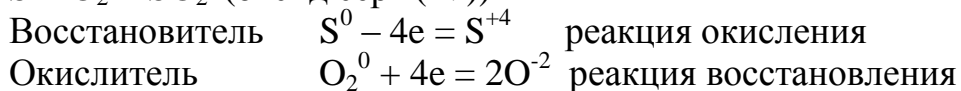
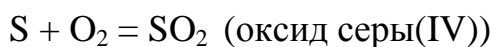
1. Взаимодействие с металлами:



2. Взаимодействие с водородом:



3. Взаимодействие с кислородом:



Лабораторная работа №8

Тема 1.7. Металлы и неметаллы.

Название работы. Изучение свойств металлов главных подгрупп.

Цель: Изучить химические свойства щелочных и щелочноземельных металлов, алюминия и их соединений.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

Вещества: натрий, кальций, алюминий, оксид кальция, гидроксид натрия (конц.), серная кислота.

I. Прделайте опыты и заполните таблицу:

№ п/п	Название опыта	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций
1	Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой	В две пробирки налейте по 2 мл воды, в одну поместите маленький кусочек натрия, в другую – кальция. Определите среду полученных растворов с помощью индикатора фенолфталеина.		
		а) Na и H ₂ O		
		б) Ca и H ₂ O		

2	Взаимодействие оксидов щелочноземельных металлов с водой	В пробирку поместите несколько кристалликов оксида кальция, налейте 1 мл воды; взболтайте содержимое пробирки. Определите среду раствора с помощью индикатора фенолфталеина.		
		CaO и H ₂ O		
3	Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами	В две пробирки налейте по 1 мл разбавленной серной кислоты, в одну поместите маленький кусочек кальция, в другую – гранулу алюминия. Пробирку с алюминием слегка подогрейте.		
		а) Ca и H ₂ SO ₄		
		б) Al и H ₂ SO ₄		
4	Взаимодействие алюминия с концентрированной серной	Опыт проводить в вытяжном шкафу. В пробирку поместите гранулу алюминия, налейте 1 мл концентрированной серной кислоты. Что наблюдаете? Содержимое пробирки слегка подогрейте.		

	кислотой.			$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{SO}_2 + \dots$ Электронный баланс:
5	Взаимодействие алюминия с щелочами	В пробирку с концентрированным раствором щелочи (NaOH) поместите гранулу алюминия, пробирку нагрейте.	Al и NaOH	$\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$ Электронный баланс:

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) К каким семействам относятся металлы главных подгрупп?

Лабораторная работа №9

Тема 1.7. Металлы и неметаллы.

Название работы. Изучение свойств соединений металлов побочных подгрупп.

Цель: Изучить некоторые свойства соединений металлов побочных подгрупп и их соединений.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

Вещества: хромат калия, дихромат калия, гидроксид натрия, сульфат железа (II), хлорид железа (III), серная кислота, красная кровяная соль, жёлтая кровяная соль, роданид калия.

I. Прделайте опыты и заполните таблицу:

№ п/п	Название опыта	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций
1	Взаимное превращение хроматов и дихроматов	а) Переход хромата в дихромат в кислой среде К раствору K_2CrO_4 прилейте несколько капель раствора H_2SO_4 .		
		а) K_2CrO_4 и H_2SO_4		$\rightarrow K_2Cr_2O_7 +$
		б) Переход дихромата в хромат в щелочной среде К раствору дихромата калия прилить несколько капель раствора щелочи.		

		б) $K_2Cr_2O_7$ и $NaOH$		$\rightarrow K_2CrO_4 +$
2 (а,б)	Получение гидроксидов железа	а) В пробирку налейте 0,5 мл сульфата железа (II), прибавьте несколько капель гидроксида натрия.		
		а) $FeSO_4$ и $NaOH$		
		б) В пробирку налейте 0,5 мл хлорида железа (III), прибавьте несколько капель гидроксида натрия.		
		б) $FeCl_3$ и $NaOH$		
2 (в)	Окисление гидроксида железа (II) кислородом воздуха	в) Пронаблюдайте быстрое изменение окраски $Fe(OH)_2$, полученного в опыте 2а. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции		
		$Fe(OH)_2$, O_2 и H_2O		Электронный баланс:
3	Качественны е реакции на ионы железа	а) Качественная реакция на ион железа (II). В пробирку налейте 0,5 мл сульфата железа (II), прибавьте 2-3 капли красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$.		

	а) FeSO ₄ и K ₃ [Fe(CN) ₆]]		$K_3[Fe(CN)_6] + FeSO_4 = KFe[Fe(CN)_6] \downarrow + K_2SO_4$ турбуллева синь
	б) Качественная реакция на ион железа (III). В пробирку налейте 0,5 мл хлорида железа (III), прибавьте 2-3 капли желтой кровяной соли K ₄ [Fe(CN) ₆].		
	б) FeCl ₃ и K ₄ [Fe(CN) ₆]]		$K_4[Fe(CN)_6] + FeCl_3 = KFe[Fe(CN)_6] \downarrow + 3KCl$ $3K_4[Fe(CN)_6] + 4FeCl_3 = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow + 12KCl$ берлинская лазурь
	в) Качественная реакция на ион железа (III). В пробирку налейте 0,5 мл хлорида, прибавьте несколько капель щелочи.		
	в) FeCl ₃ и KCNS		

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) В каких подгруппах расположены металлы, с соединениями которых вы сегодня познакомились?

2) К какому семейству относятся эти металлы?

Лабораторная работа №10

Тема 1.7. Металлы и неметаллы.

Название работы. Получение и изучение свойств галогенов.

Цель:

- 1) Получить в результате окислительно-восстановительной реакции галоген (йод).
- 2) Изучить свойства галогенов и их соединений.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

Вещества: кальций, цинк, иодид калия, хлорид калия, бромид калия, нитрат серебра, оксид марганца (IV), бромная вода, нитрат свинца (II), соляная кислота.

I. Проведите опыты и заполните таблицу:

№ п/п	Название опыта	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций
1	Получение йода	В тигель поместите по 0,5 г иодида калия и оксида марганца (IV), перемешайте содержимое. Поставьте тигель на фарфоровый треугольник и прилейте 5-6 капель H ₂ SO ₄ (конц.) Закройте тигель маленькой колбой, заполненной холодной водой. Колбу закрепить в лапке штатива. Тигель нагрейте.		
		KI, MnO ₂ , H ₂ SO ₄		$KI + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
				Электронный баланс:

2	Взаимодействие галогенов с металлами	а) в пробирку налить 2 мл йодной воды. Добавить немного порошка цинка или магния, встряхивать пробирку до полного обесцвечивания йодной воды.		
		а) Zn и I ₂		
		б) отфильтруйте ZnI ₂ от избытка металла и прилейте несколько капель бромной воды.		
		б) ZnI ₂ и Br ₂		
3	Качественные реакции на галогенид-ионы	1 каплю раствора хлорида калия соедините с 1 каплей раствора AgNO ₃ . Такой же опыт проделайте с растворами бромида калия и иодида калия.		
		а) KCl и AgNO ₃		
		б) KBr и AgNO ₃		

		в) KI и AgNO ₃		
4	Свойства соляной кислоты	а) раствор хлороводорода в воде (соляную кислоту) испытайте лакмусовой бумагой.		
		лакмус и HCl		—
		б) 0,5 мл соляной кислоты + гранула цинка.		
		HCl и Zn		
		в) 1 капля соляной кислоты + 1 капля раствора нитрата серебра		
		HCl и AgNO ₃		
		г) 1 капля соляной кислоты + 1 капля раствора нитрата свинца (II)		
HCl и Pb(NO ₃) ₂				

--	--	--	--	--

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Какие вещества называются галогенами, где они расположены в таблице Д.И. Менделеева?


2) Какое вещество является реактивом на галогенид-ионы?

Раздел II. Органическая химия.

Тема 2.1. Углеводороды.

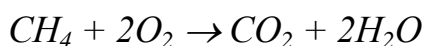
Органическая химия есть химия углеводородов и их производных.

Все углеводороды можно разделить на классы, представленные в таблице:

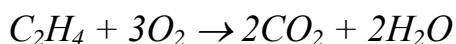
Название класса веществ	Отличительный признак	Общая формула гомологического ряда	Отличительный признак в названии
Алканы	Все связи одинарные (-)	C_nH_{2n+2}	суффикс -ан
Циклоалканы	Все связи одинарные (-)	C_nH_{2n}	цикло...суффикс -ан
Алкены	Одна двойная связь (=)	C_nH_{2n}	суффикс -ен
Алкадиены	Две двойных связи (=, =)	C_nH_{2n-2}	-диен
Алкины	Одна тройная связь (\equiv)	C_nH_{2n-2}	суффикс -ин
Арены, бензол	 Бензольное кольцо	C_nH_{2n-6}	бензол

Некоторые реакции, характерные для углеводородов

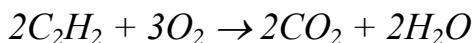
1. Реакции горения, продуктами которых являются углекислый газ и вода.



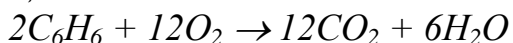
метан



этилен



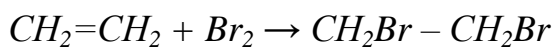
ацетилен



бензол

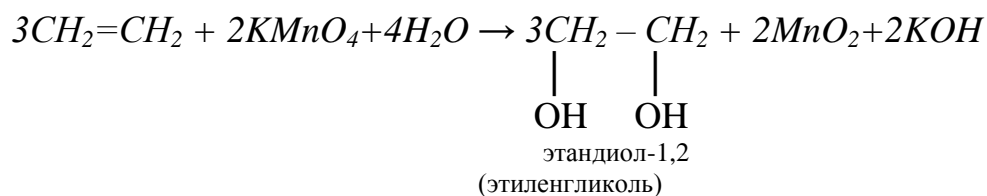
2. Для непредельных углеводородов характерны реакции –

а) присоединения (обесцвечивание бромной воды):

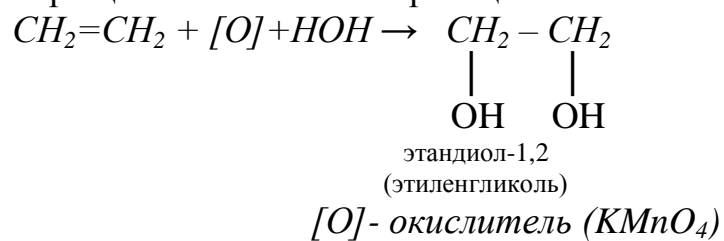


1,2-дибромэтан

б) окисления перманганатом калия ($KMnO_4$)



Упрощённая запись этой реакции:



В результате этих реакций происходит обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия, поэтому эти реакции могут служить **качественными** на кратную связь.

Лабораторная работа №11

Тема 2.1. Углеводороды.

Название работы. Качественный анализ углеводов. Изучение свойств непредельных углеводов на примере этилена.

Цель:

- 1) Определить качественный состав парафина, доказать с помощью химических реакций, что в состав углеводов входит углерод и водород.
- 2) Получить из этилового спирта этилен и исследовать его свойства.

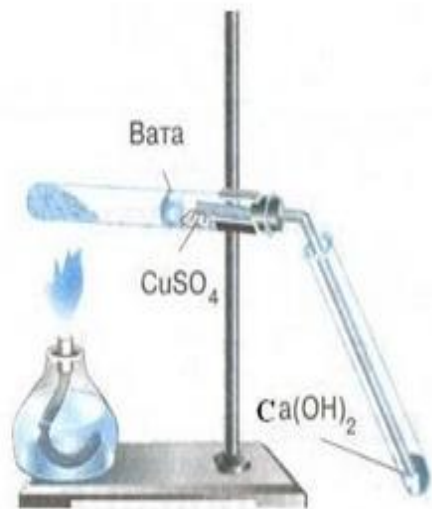
Оборудование: лабораторный штатив, пробирки, пробка с газоотводной трубкой, спиртовка, спички, пемза.

Вещества: парафин, оксид меди (II), сульфат меди (II), известковая вода, этанол, концентрированная серная кислота, бромная вода (Br_2 (ад.)), раствор перманганата калия.

Часть I. Выполнение работы.

1. Соберите прибор, как показано на рисунке, проведите опыты и заполните таблицу::

Качественный анализ углерода и водорода
--



В одной пробирке находится смесь оксида меди(II) и парафина.
 В другой пробирке-приёмнике – известковая вода (раствор гидроксида кальция).
 В верхней части первой пробирки помещен безводный белый порошок сульфата меди (II) – CuSO_4 .

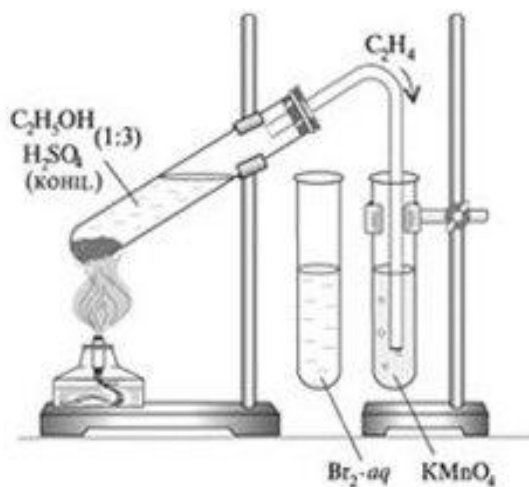
Нагрейте пробирку, соблюдая правила техники безопасности.

Через несколько секунд из газоотводной трубки начнут выделяться пузырьки газа.
 Нагревание следует прекратить, как только белый порошок CuSO_4 изменит цвет.

№ п/п	Название опыта.	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций, выводы	Уравнения химических реакций
1	Окисление парафина оксидом меди(II)	CuO и Парафин ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$)		$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + (3n+1)\text{CuO} \rightarrow n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O} + (3n+1)\text{Cu}$
2	Образование кристаллогидрата ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)	CuSO_4 (безводный)		

3	Образование «известкового молока»	CO_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$		
---	-----------------------------------	--	--	--

Получение и свойства этилена.



1) В пробирку поместите 2 мл серной кислоты(к), 1 мл этилового спирта, маленькие кусочки фарфора для того, чтобы реакционная смесь равномерно кипела.
В пробирку-приёмник поместите раствор перманганата калия (марганцовки). Нагрейте смесь.

2) Поменяйте пробирку-приёмник с обесцвеченной марганцовкой на пробирку с бромной водой.

3) После обесцвечивания бромной воды, поверните стеклянную газоотводную трубку вверх и подожгите выделяющийся газ.

№ п/п	Название опыта.	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций, выводы	Уравнения химических реакций
4	Получение этилена	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и H_2SO_4		

5	Обесцвечивание раствора перманганата калия.	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ и KMnO_4		
6	Обесцвечивание бромной воды. Пробирку-приёмник с раствором KMnO_4 поменяйте на пробирку с бромной водой.	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ и Br_2		
7	Горение этилена Конец газоотводной трубки поверните вверх и подожгите газ у конца трубки.	C_2H_4 и O_2	Каким пламенем горит этилен?	

III. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

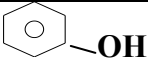
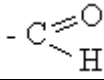
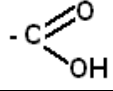
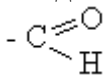
1) Почему органическую химию называют химией углеводородов?

2) На основании чего можно сделать вывод, что парафин состоит из углерода и водорода?

3) Почему реакции обесцвечивания раствора перманганата калия и бромной воды называются качественными?

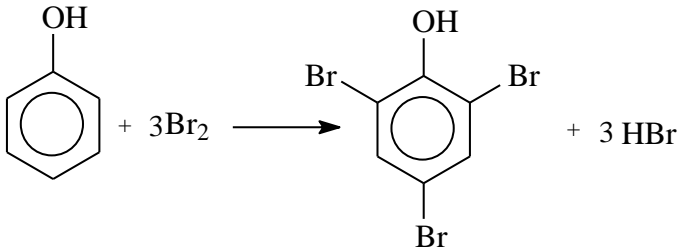
Тема 2.2. Кислородсодержащие соединения.

Кислородсодержащие соединения содержат в своём составе функциональные группы в составе которых содержатся атомы кислорода, соединённые с углеводородными радикалами.

Название класса веществ	Отличительный признак (функциональные группы)	Общая формула гомологического ряда	Отличительный признак в названии
Спирты	Гидроксильная группа -ОН	$C_nH_{2n+1}OH$, (R-OH)	Суффикс ол
Фенолы	Бензольное кольцо, Гидроксильная группа -ОН		слово фенол
Альдегиды	Альдегидная группа 	$C_nH_{2n+1}COH$ (R-COH)	Суффикс -аль
Карбоновые кислоты	Карбоксильная группа 	$C_nH_{2n+1}COOH$ (R-COOH)	-овая кислота
Углеводы (глюкоза)	Альдегидная группа  Гидроксильная группа -ОН	$C_n(H_2O)_m$ $C_6H_{12}O_6$ – глюкоза	-оза

Отличить кислородсодержащие соединения друг от друга только по физическим свойствам иногда невозможно. Это можно сделать с помощью качественных реакций – реакций, характерных только для определённых веществ.

Название класса веществ	Уравнение качественной реакции	Признак химической реакции
одноатомные спирты	$CH_3CH_2OH + CuO \longrightarrow CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix} + Cu + H_2O$	1. Черный кончик медной проволоки вновь становится красным; 2. запах нового

		вещества
многоатомные спирты (глицерин)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-OH} \\ \\ \text{CH-OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{-OH} \end{array} + \text{Cu(OH)}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-O} \\ \quad \diagup \\ \text{CH-O} \quad \text{Cu} \\ \quad \diagdown \\ \text{CH}_2\text{-OH} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O} $	Раствор становится васильково-синим.
Фенол		Образуется белый осадок
Альдегиды	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{-C} \\ \\ \text{H} \end{array} + \text{Ag}_2\text{O} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{-C} \\ \\ \text{OH} \end{array} + 2\text{Ag}\downarrow $	На стенках пробирки оседает тонкий слой серебра.
	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{-C} \\ \\ \text{H} \end{array} + 2\text{Cu(OH)}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{-C} \\ \\ \text{OH} \end{array} + 2\text{CuOH} $ $ 2\text{CuOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}\downarrow $	Происходит изменение цвета осадка: синий → зеленый → желтый → оранжевый → красный.
Карбоновые кислоты	$ \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ $	Индикаторы изменяют цвет: лакмус красный; метилоранж розовый.
Углеводы (глюкоза)	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_2\text{-(CH)}_4\text{-C} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{\text{NH}_4^+} \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH-(CH)}_4\text{-C} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{Ag}\downarrow $	На стенках пробирки оседает тонкий слой серебра.
	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_2\text{-(CH)}_4\text{-C} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH-(CH)}_4\text{-C} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + $ $ \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} $	Происходит изменение цвета осадка: синий → зеленый → желтый → оранжевый → красный.

Лабораторная работа №12

Тема 2.2. Кислородсодержащие соединения.

Название работы. Изучение свойств кислородсодержащих органических соединений.

Цель:

- а) Провести качественные реакции на спирты, фенол, альдегиды;
- б) изучить химические свойства карбоновых кислот на примере уксусной кислоты.

Оборудование: спиртовка, спички, колбы, пробирки, держатель для пробирок.

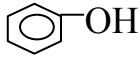
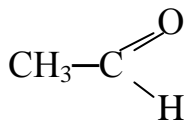
Вещества: этиловый спирт, глицерин, фенол, ацетальдегид, уксусная кислота, глюкоза; растворы хлорида железа, сульфата меди(II), гидроксида натрия; бромная вода(Br₂), медная проволока, кальций (магний), серная кислота, фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус, универсальном индикатор, нитрат серебра, гидроксид аммония.

Выполнение работы.

I. Проделайте опыты и заполните таблицу:

Исследуемое вещество	№ п/п	Реагирующие вещества	Наблюдения	Химические реакции
Одноатомный спирт	1	а) Конец медной проволоки прокалите над спиртовкой.		
		б) Нагретую проволоку опустите в пробирку с этиловым спиртом. Проделайте это несколько раз.		
		а) Cu и O ₂		

		б) CuO и C ₂ H ₅ OH		
Многоатомный спирт	2	а) Приготовьте свежий осадок гидроксида меди (II). Для этого 2мл щёлочи налейте в пробирку, добавьте несколько капель сульфата меди;		
		CuSO ₄ и NaOH		
		б) К полученному осадку прилейте глицерин.		
		Cu(OH) ₂ и глицерин		
Фенол	3	а) К раствору фенола (карболовой кислоте) добавьте раствор хлорида железа(III)		
		C ₆ H ₅ OH и FeCl ₃		C ₆ H ₅ OH + FeCl ₃ → [Fe(C ₆ H ₅ OH) ₆]Cl ₃ Расставьте коэффициенты
		б) Проведите реакцию фенола с бромной водой (реакцию проводить в вытяжном шкафу).		

		 и Br ₂ (бромная вода)		
Альдегид	4	Реакция « серебряного зеркала ». а) Приготовьте аммиачный раствор оксида серебра: к 1 мл нитрата серебра добавьте раствор гидроксида аммония маленькими порциями. б) Далее к полученному раствору прилейте 1мл раствора ацетальдегида (уксусного альдегида), не встряхивая смесь, нагрейте пробирку в пламени.		
		а) AgNO ₃ и NH ₄ OH		2AgNO ₃ + 2NH ₄ OH = Ag ₂ O + H ₂ O + 2NH ₄ NO ₃
		б) Ag ₂ O,  (уксусный альдегид)		
Карбоновые кислоты	5	а) Отношение к индикаторам В три пробирки налейте по 1 мл (1см ³) уксусной кислоты. В первую пробирку добавьте две капли метилоранжа, в другую лакмус, а в третью опустите полоску с универсальным индикатором.		
		метилоранж		Запишите уравнение диссоциации уксусной кислоты. Ответьте на вопрос, <u>какие ионы окрашивают индикаторы?</u>
		лакмус		
универсальный индикатор				

		б) Взаимодействие с металлами В пробирку налейте 1 мл (1см ³) уксусной кислоты, положите туда же маленький кусочек кальция или магния.	
		Ca (Mg), CH ₃ COOH	
		в) Взаимодействие с гидроксидами металлов (щелочами). В пробирку налейте 1 мл (1см ³) гидроксида натрия, добавьте одну каплю фенолфталеина, а затем по каплям уксусной кислоты.	
		NaOH, ф/ф CH ₃ COOH	
		г) Получение этилацетата (этилового эфира уксусной кислоты) В колбу налейте немного уксусной кислоты, серной кислоты и этанола.. Пробирку - приёмник поместите в водяную баню с холодной водой, осторожно смесь нагрейте.	
		C ₂ H ₅ OH, CH ₃ COOH	
Углеводы (глюкоза)	6	Окисление глюкоза свежесаждѐнным гидроксидом меди(II). а) Налейте в пробирку 1 мл раствора щелочи, 2-3 капли сульфата меди(II) б) К свежесажденному осадку гидроксида меди (II) прибавьте 1 мл раствора глюкозы. Нагрейте пробирку и наблюдайте за происходящими в ней изменениями.	

		а) CuSO_4 , NaOH		
		б) глюкоза, $\text{Cu}(\text{OH})_2$		Формулу глюкозы запишите структурной формулой.

II. Сделайте вывод о проделанной работе, ответив на вопросы:

1) Заполните таблицу:

Класс соединений	Функциональная группа
Одноатомный спирт	
Многоатомный спирт	
Альдегид	
Карбоновая кислота	
Глюкоза	

2) Чем определяется общность свойств карбоновых и минеральных кислот?

3) Что такое реакции этерификации?

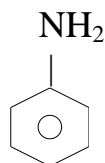
4) 2) К какому классу веществ можно отнести глюкозу?

Тема 2.3. Азотсодержащие органические соединения

Амины – органические вещества, которые можно рассматривать как производные аммиака, в молекулах которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами.

Например: 1) $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ метиламин

2) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH}_2$ анилин (ароматический амин)

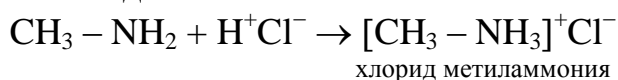


структурная формула анилина

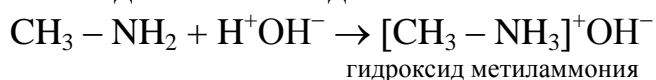
Химические свойства метиламина

Если амин растворить в воде, то лакмус приобретает синюю окраску, характерную для щелочной среды. Следовательно, амины проявляют характерные свойства оснований.

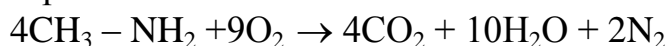
1. взаимодействие с кислотами



2. взаимодействие с водой

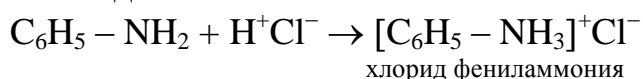


3. Горение аминов.

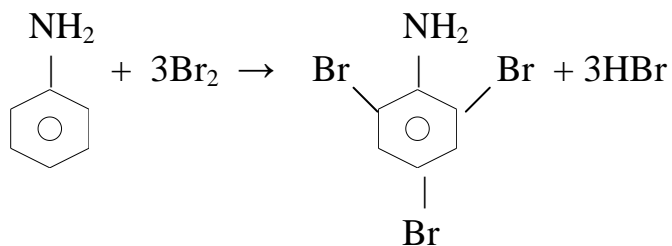


Химические свойства анилина

1. взаимодействие с кислотами



2. взаимодействие с бромом



2,4,6-трибромфенол

Лабораторная работа №13

Тема 2.3. Азотсодержащие органические соединения.

Название работы. Изучение азотсодержащих органических соединений.

Цель: Исследование свойств анилина, глицина и проведение качественных реакций на белок.


Оборудование: штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, спички.

Вещества: анилин, соляная кислота, бромная вода, вода, растворы гидроксида натрия, сульфата меди(II), раствор белка куриного яйца.

Выполнение работы:

I. Проделайте опыты и заполните таблицу:

Исследуемое вещество	№ п/п	Название и методика проведения опыта	Реагирующие вещества	Наблюдения и признаки химических реакций	Уравнения химических реакций
анилин	1	<i>Определение среды раствора анилина.</i> В пробирку налейте 0,5 мл анилина и 1 мл воды. Добавьте несколько капель лакмуса. Взболтайте.	Раствор $C_6H_5NH_2$ и лакмус		Уравнение химической реакции писать не нужно.

	2	Взаимодействие анилина с соляной кислотой. В пробирку налейте 0,5 мл анилина и 1 мл воды. Взболтайте. Добавьте соляной кислоты по полного растворения анилина.	$C_6H_5NH_2$ и HCl		
	3	Выделение анилина из раствора хлорида анилина. Добавьте в содержимое пробирки из опыта №3 раствор $NaOH$.	$[C_6H_5NH_3]Cl$ и $NaOH$		
	4	Бромирование анилина. В пробирку налейте 0,5 мл анилина и 0,5 мл воды. Прибавьте по каплям бромной воды до появления осадка.	 и Br_2 (бромная вода)		
глицин	5	Получение медной соли глицина. В пробирку с раствором белка налейте 2 мл глицина, добавьте 1г оксида меди (II), нагрейте до кипения.	CH_3NH_2 и CuO		
белок	6	Денатурация белка. В пробирку налейте 2 мл белка, нагрейте до кипения.	Белок		Уравнение химической реакции писать не нужно.

7	Осаждение белка солями тяжёлых металлов. В две пробирки налейте по 1 мл раствора белка и медленно, при встряхивании, добавьте в одну пробирку раствор медного купороса (сульфата меди (II)), в другую – раствор ацетата свинца.	а) Белок и CuSO_4	Образуются труднорастворимые солеобразные соединения белка. Данный опыт иллюстрирует применение белка как противоядия при отравлении солями тяжёлых металлов.	Уравнение химической реакции писать не нужно.	
		б) Белок и $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$		Уравнение химической реакции писать не нужно.	
Цветные реакции на белок.					
8	Биуретовая реакция. В чистую пробирку налейте 2 мл раствора белка, разбавьте равным объёмом щелочи, затем 1 мл раствора медного купороса.	белок, NaOH и CuSO_4		Уравнение химической реакции писать не нужно.	
9	Ксантопротеиновая реакция. В пробирку налейте 2 мл раствора белка и несколько капель концентрированной азотной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки.	белок и HNO_3 (концентрированная)		Уравнение химической реакции писать не нужно.	

II. Сделайте вывод по работе, ответив на опросы:

1) Какая функциональная группа входит в состав молекул аминов?

2) Какие свойства проявляют амины?

3) Почему при отравлении солями тяжелых металлов необходимо пить молоко или другие белковые продукты?

Лабораторная работа №14

Тема 2.3. Повторение и обобщение.

Название работы. Анализ пищевых продуктов.

Задание. Выделите из предложенных пищевых продуктов углеводы, белок, жиры и с помощью характерных реакций обнаружьте выделенные вещества.

Оборудование: штатив с пробирками, нож, держатель для пробирок, пипетка, полоски фильтровальной бумаги, фарфоровая ступка с пестиком, шпатель, стеклянная палочка, пинцет, кусочки марли, спиртовка, спички.

Вещества: 0,1%-ный раствор йода, 10%-ные растворы гидроксида натрия, сульфата меди(II), очищенный бензин, вода.

Пищевые продукты: пшеничная мука, ломтики белого хлеба, клубни картофеля, йогурт, грибы, мясной бульон, виноград (виноградный сок), семена подсолнечника (орехи).

Выполнение работы:

I. Проделайте опыты и заполните таблицу:

№ п/п	Название опыта	Продукт	Исследуемое вещество в продукте	Наблюдения
1	Выделение и обнаружение крахмала.			1. Зажав пинцетом, мешочек из марли с мукой, поместите его в стакан с водой, поболтайте в течение нескольких минут. Вода стала мутной из-за отмываемого крахмала, а в марлевом мешочке остаётся белковая масса (клейковина). 2. Налейте несколько капель йода в стакан с водой. Что наблюдаете? 3. Установите наличие крахмала в клубне картофеля и хлебе.

		мука	крахмал (C ₆ H ₁₀ O ₅) _n	
		белый хлеб		
		картофель		
2	Обнаружение белка	<p><u>Биуретовая реакция.</u></p> <p>1. В чистую пробирку налейте 1мл раствора йогурта, разбавьте равным объёмом щелочи, затем прибавьте несколько капель раствора медного купороса.</p> <p>2. То же самое сделайте с мясным бульоном.</p> <p>3. В чистую пробирку положите растёртые в фарфоровой ступке грибы, прибавьте 1 мл щелочи, затем несколько капель раствора медного купороса.</p>		
		йогурт	белок	
		мясной бульон		
		грибы		
3	Обнаружение глюкозы в винограде (виноградном соке)	<p>Приготовьте свежесоздаденный осадок <i>гидроксида меди(II)</i> (NaOH + CuSO₄).</p> <p>В пробирку с осадком прибавьте виноградный сок.</p> <p><u>Окисление глюкозы гидроксидом меди(II).</u></p> <p>Нагрейте содержимое пробирки и наблюдайте за происходящими в ней изменениями.</p>		
		виноград (виноградный сок)	Глюкоза C ₆ H ₁₂ O ₆	Напишите уравнение химической реакции. Формулу глюкозы запишите структурной формулой.
4	Экстрагирование жира из	а) В пробирку поместите немного пшеничной муки, прибавьте 1 мл очищенного бензина, хорошо размешайте смесь стеклянной палочкой. Что произошло с бензином в результате		

	пищевых продуктов	растворения (экстракции) находящегося в муке жира. Наблюдения запишите в таблицу		
		мука	жир	
	б) На салфетку или фильтровальную бумагу разместите семена подсолнечника или орехи, раздавите их. Что наблюдаете на салфетке?			
	семена подсолнечника	жир		

II. Сделайте вывод по работе, ответив на вопросы:

1) Какие вещества входят в состав продуктов?

2) Что такое денатурация белка?
