

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Многопрофильный колледж



УТВЕРЖДАЮ
Директор
/ С.А. Махновский
08.02.2023г

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ДЛЯ ЛАБОРАТОРНЫХ И ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ
УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**

ЕН.01 Химия

для обучающихся специальности

43.02.15 Поварское и кондитерское дело

Магнитогорск, 2023

ОДОБРЕНО

Предметной комиссией
«Математических и естественнонаучных дисциплин»
Председатель Е.С. Корытникова
Протокол № 6 от 25.01.2023 г.

Методической комиссией МпК
Протокол № 4 от 08.02.2023 г.

Разработчик:

преподаватель отделения №1 "Общеобразовательной подготовки" Многопрофильного колледжа
ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова» Многопрофильный колледж Людмила Николаевна
Алдошкина

Методические указания по выполнению практических и лабораторных работ разработаны на основе рабочей программы учебной дисциплины «Химия».

Содержание практических и лабораторных работ ориентировано на подготовку обучающихся к освоению профессиональных модулей программы подготовки специалистов среднего звена по специальности 43.02.15 Поварское и кондитерское дело и овладению профессиональными компетенциями.

Содержание практических и лабораторных работ ориентировано на подготовку обучающихся к освоению вида деятельности ПМ.01. Организация и ведение процессов приготовления и подготовки к реализации полуфабрикатов для блюд кулинарных изделий сложного ассортимента;

ПМ.02. Организация и ведение процессов приготовления, оформления и подготовки к реализации горячих блюд, кулинарных изделий, закусок сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПМ.03. Организация и ведение процессов приготовления, оформления и подготовки к реализации холодных блюд, кулинарных изделий, закусок сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПМ.04. Организация и ведение процессов приготовления, оформления и подготовки к реализации холодных и горячих десертов, напитков сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПМ.05. Организация и ведение процессов приготовления, оформления и подготовки к реализации хлебобулочных, мучных кондитерских изделий сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПМ.07. Освоение профессий рабочих, должностей служащих.

СОДЕРЖАНИЕ

1 Введение	4
2 Методические указания	7
Практическое занятие 1	7
Практическое занятие 2	12
Практическое занятие 3	15
Практическое занятие 4	17
Практическое занятие 5	19
Практическое занятие 6	22
Практическое занятие 7	23
Практическое занятие 8	28
Практическое занятие 9	29
Практическое занятие 10	33
Практическое занятие 11	35
Практическое занятие 12	37
Практическое занятие 13	41
Практическое занятие 14	44
Лабораторное занятие 1	45
Лабораторное занятие 2	48
Лабораторное занятие 3	51
Лабораторное занятие 4	52
Лабораторное занятие 5	57
Лабораторное занятие 6	59
Лабораторное занятие 7	60
Лабораторное занятие 8	65
Лабораторное занятие 9	68
Лабораторное занятие 10	71
Лабораторное занятие 11	73
Лабораторное занятие 12	76
Лабораторное занятие 13	78
Лабораторное занятие 14	79

1 ВВЕДЕНИЕ

Важную часть теоретической и профессиональной практической подготовки обучающихся составляют практические и лабораторные занятия.

Состав и содержание практических и лабораторных занятий направлены на реализацию Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования.

Ведущей дидактической целью практических занятий является формирование профессиональных практических умений (умений выполнять определенные действия, операции, необходимые в последующем в профессиональной деятельности) или учебных практических умений (умений решать задачи химии), необходимых в последующей учебной деятельности.

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

В соответствии с рабочей программой учебной дисциплины «Химия» предусмотрено проведение практических и лабораторных занятий.

В результате их выполнения, обучающийся должен:

уметь:

- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- использовать свойства органических веществ, дисперсных и коллоидных систем для оптимизации технологического процесса, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

Содержание практических и лабораторных занятий ориентировано на подготовку обучающихся к освоению профессионального модуля программы подготовки специалистов среднего звена по специальности и овладению **профессиональными компетенциями:**

ПК 1.4. Осуществлять разработку, адаптацию рецептов полуфабрикатов с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 2.2. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации супов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 2.3. Осуществлять приготовление, непродолжительное хранение горячих соусов сложного ассортимента;

ПК 2.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих блюд и гарниров из овощей, круп, бобовых, макаронных изделий сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 2.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих блюд из яиц, творога, сыра, муки сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.2. Осуществлять приготовление, непродолжительное хранение холодных соусов, заправок с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.3. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации салатов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации канапе, холодных закусок сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных блюд из рыбы, нерыбного водного сырья сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.6. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных блюд из мяса, домашней птицы, дичи сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 3.7. Осуществлять разработку, адаптацию рецептур холодных блюд, кулинарных изделий, закусок, в том числе авторских, брендовых, региональных с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 4.2. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных десертов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 4.3. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих десертов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 4.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации холодных напитков сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 4.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление и подготовку к реализации горячих напитков сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 4.6. Осуществлять разработку, адаптацию рецептур холодных и горячих десертов, напитков в том числе авторских, брендовых, региональных с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания.

ПК 5.2. Осуществлять приготовление, хранение отделочных полуфабрикатов для хлебобулочных, мучных кондитерских изделий;

ПК 5.3. Осуществлять приготовление, творческое оформление, подготовку к реализации хлебобулочных изделий и праздничного хлеба сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 5.4. Осуществлять приготовление, творческое оформление, подготовку к реализации мучных кондитерских изделий сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 5.5. Осуществлять приготовление, творческое оформление, подготовку к реализации пирожных и тортов сложного ассортимента с учетом потребностей различных категорий потребителей, видов и форм обслуживания;

ПК 5.6. Осуществлять разработку, адаптацию рецептур хлебобулочных, мучных кондитерских изделий, в том числе авторских, брендовых, региональных с учетом потребностей различных категорий потребителей;

ПК 7.1. Выполнение инструкций и задания повара по организации рабочего места;

ПК 7.2. Выполнять задания повара по приготовлению, презентации и продаже блюд, напитков и кулинарных изделий;

ОК 01 Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности, применительно к различным контекстам

ОК 04 Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде

Выполнение обучающихся практических и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия» направлено на:

- *обобщение, систематизацию, углубление, закрепление, развитие и детализацию полученных теоретических знаний по конкретным темам учебной дисциплины;*

- *формирование умений применять полученные знания на практике, реализацию единства интеллектуальной и практической деятельности;*

- *формирование и развитие умений: наблюдать, сравнивать, сопоставлять, анализировать, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследования, пользоваться различными приемами измерений, оформлять результаты в виде таблиц, схем, графиков;*

Практические и лабораторные занятия проводятся в рамках соответствующей темы, после освоения дидактических единиц, которые обеспечивают наличие знаний, необходимых для ее выполнения.

2 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Тема 1.1. Основные понятия и законы химии

Практическое занятие №1.

Упражнения в расчетах основных законов химии

Цель: научиться определять молярные массы веществ, определять процентное содержание каждого элемента в веществе, выполнять расчеты по уравнениям реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять молярную массу и количество вещества;
- определять процентное содержание элементов в веществе;
- выполнять расчеты по уравнениям реакций.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы;

Задание:

1. Определите какое количество вещества содержится в 1 кг H_2O и в 1 кг $Zn(NO_3)_2$.
2. Определите процентное содержание серы в оксиде серы (IV).
3. Определите, сколько сульфата бария получится при взаимодействии 20,8 г $BaCl_2$ с Na_2SO_4 , если:
 - а) практический выход равен теоретическому;
 - б) практический выход составляет 99% от теоретического.

Уравнение реакции $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow 2NaCl + BaSO_4$.

4. Сколько водорода (m, V) можно получить при взаимодействии 1 кг железных стружек с соляной кислотой, если неметаллических примесей в стружке 2%, а практический выход водорода составляет 99%.

Уравнение реакции $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.11-15).
2. Запишите в отчет по практической работе основные формулы для решения задач.
3. Ознакомьтесь с основными методами решения задач на основные понятия и законы химии.
4. Проанализируйте примеры решения типовых задач.
5. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача. Определить количество вещества гидроксида кальция, находящееся в 296 г этого вещества.

Дано:	Решение:
$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 296$ г	1) Определим молярную массу гидроксида кальция Ca(OH)_2
$\nu_{\text{Ca(OH)}_2} = ?$	$\mu_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 + 2(16 + 1) = 74 \text{ г/моль}$
	2) Определим количество вещества Ca(OH)_2
	$\nu_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2}}{\mu_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{296}{74} = 4 \text{ моль}$
<i>Ответ:</i> $\nu_{\text{Ca(OH)}_2} = 4 \text{ моля}$	

Для решения задач данного типа нужно использовать понятие массовой доли компонента в смеси ω (омега).

$$\omega_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} \quad \text{или} \quad \omega_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} \cdot 100\%, \text{ где } m_1; m_2; m_3 - \text{соответственно, масса 1, 2,}$$

3-его компонента.

Массовая доля безразмерная величина или измеряется в %, тогда говорят о процентном содержании компонента.

Задача. Определить содержание железа и кислорода в оксиде железа (III) – Fe_2O_3 .

Дано:	Решение:
Fe_2O_3	1) Предположим, для расчета взяли 1 моль вещества Fe_2O_3 , то есть
	$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = m_{\text{смеси}} = \mu_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot 1 \text{ моль} = (56 \cdot 2 + 16 \cdot 3) \cdot 1 = 160 \text{ г}$
	2) Определим массовую долю железа в оксиде Fe_2O_3
	$\omega_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \cdot 100\% = \frac{56 \cdot 2}{160} \cdot 100\% = 73\%$
	3) Определим массовую долю кислорода в оксиде Fe_2O_3
	$\omega_{\text{O}} = 100\% - 73\% = 27\%$
	<i>Ответ:</i> $\omega_{\text{Fe}} = 73\%; \omega_{\text{O}} = 27\%$.
$\omega_{\text{Fe}} = ?$	
$\omega_{\text{O}} = ?$	

Задача.

Сколько водорода можно получить, если с соляной кислотой прореагирует 6,5 г цинка (ответ выразить в л, г, молях при н.у.)

Дано:	Решение:
$m_{\text{Zn}} = 6,5 \text{ г}$	1) Составить уравнение реакции

$m_{H_2} = ?$	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
$v_{H_2} = ?$	2) Определить число молей Zn
$V_{H_2} = ?$	$v_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{\mu_{Zn}} = \frac{6,5}{65} = 0,1 \text{ моль}$
	3) Составить пропорцию по уравнению реакции и определить v_{H_2}
	1 моль Zn – 1 моль H_2
	0,1 моль Zn – x моль H_2
	$x = \frac{0,1 \cdot 1}{1} = 0,1 \text{ моль}$
	4) Выразим количество водорода в г и л
	$m_{H_2} = \mu_{H_2} \cdot v_{H_2} = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ г}$
	$V_{H_2} = v_{H_2} \cdot V_{\mu} = 22,4 \cdot 0,1 = 2,24 \text{ л}$

Ответ: $m_{H_2} = 0,2 \text{ г}$; $V_{H_2} = 2,24 \text{ л}$; $v_{H_2} = 0,1 \text{ моль}$

V. Задачи на примеси.

Задача.

Сколько негашеной извести CaO можно получить из 1 т известняка, содержащего 90% карбоната кальция ?

Дано:	Решение:
$m_{изв} = 1000$	1) Составим уравнение
кг	термического разложения карбоната
$\omega_{CaCO_3} =$	кальция.
90%	$CaCO_3 \xrightarrow{t^0} CaO + CO_2$
$m_{CaO} = ?$	2) Определим массу карбоната
	кальция в 1 т известняка.
	$\omega_{CaCO_3} = \frac{m_{CaCO_3} \cdot 100\%}{m_{изв}}$
	$m_{CaCO_3} = \frac{m_{изв} \cdot \omega_{CaCO_3}}{100\%} = \frac{1000 \cdot 90}{100} = 900 \text{ кг}$

3) Составим пропорцию по уравнению реакции.

$$\mu_{CaCO_3} = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ г/моль}$$

$$\mu_{CaO} = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$$

$$100 \text{ г} - 56 \text{ г}$$

$$900 \text{ кг} - m_{CaO}$$

$$m_{CaO} = \frac{900 \cdot 56}{100} = 514 \text{ кг}$$

Ответ: $m_{CaO} = 514 \text{ кг}$

Задача.

Сколько хлорида серебра можно получить по реакции $AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl + KNO_3$, если в растворе было 16,9 г нитрата серебра, а практический выход продуктов составляет 99%.

Дано:	Решение:
$m_{AgNO_3} = 16,9 \text{ г}$	1) Определим m_{AgCl} (теор.), используя
практ.	пропорцию.
выход=99%	$\mu_{AgNO_3} = 107 + 14 + 48 = 169 \text{ г/моль}$
	$\mu_{AgCl} = 107 + 35,5 = 142,5 \text{ г/моль}$
	169 г – 142,5 г
	16,9 г – m_{AgCl} (теор.)

$m_{\text{AgCl}}^{\text{практ.}} = ?$	$m_{\text{AgCl}} = \frac{16,9 \cdot 142,5}{169} = 14,25 \text{ г}$ 2) Определим m_{AgCl} (практ.) $14,25 - 100\%$ $m_{\text{AgCl}} (\text{практ.}) - 99\%$ $m_{\text{AgCl}} (\text{практ.}) = \frac{14,25 \cdot 99\%}{100\%} = 14,1 \text{ г}$
---------------------------------------	---

Ответ: практический выход хлорида серебра составляет 14,1 г.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

1.2 Растворы. Способы выражения концентраций растворов

Практическое занятие №2.

Упражнения в расчетах по приготовлению растворов различной концентрации

Цель: научиться рассчитывать количества веществ для приготовления растворов заданной концентрации, рассчитывать и пересчитывать концентрации их одних единиц в другие.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять количества веществ для приготовления растворов заданной концентрации;
- рассчитывать и пересчитывать концентрации растворов их одних единиц в другие.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

- 1 Расчет навески вещества и объема растворителя для приготовления раствора заданной концентрации.
- 2 Расчет концентраций растворов.
- 3 Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.16-18).
2. Запишите в отчет по практической работе основные формулы способов выражения концентраций растворов.
3. Ознакомьтесь с основными методами решения задач на смешивание растворов.
4. Проанализируйте примеры решения типовых задач.
5. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача №1.

Определите процентную концентрацию NaCl в растворе, полученном при растворении 20 г поваренной соли в 180 г воды.

Алгоритм решения:

1) Определим массу раствора

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{воды}} = 20 \text{ г} + 180 \text{ г} = 200 \text{ г}$$

2) Определим процентную концентрацию NaCl

$$\omega_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{20}{200} \cdot 100\% = 10\%$$

Ответ: Процентная концентрация поваренной соли в растворе – 10%.

Задача №2.

Приготовьте 100 мл раствора сахара с массовой долей $\omega=10\%$, если плотность раствора $\rho=1,06 \text{ г/см}^3$.

Алгоритм решения:

Для того, чтобы приготовить раствор, нужно рассчитать массу растворенного вещества и объем воды.

1) Определим массу раствора

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,06 \cdot 100 = 106 \text{ г}$$

2) Определим массу сахара из выражения:

$$\omega_{\text{сах}} = \frac{m_{\text{сах}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{сах}} = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{\text{сах}}}{100\%} = \frac{106 \cdot 10}{100} = 10,6 \text{ г.}$$

3) Определим объем воды.

$$m_{\text{воды}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{сах}} = 106 - 10,6 = 95,4 \text{ г}$$

т. к. $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/мл}$, то $V_{\text{H}_2\text{O}} = 95,4 \text{ мл}$

Ответ: масса сахара 10,6 г, объем воды 95,4 мл.

Задача №3.

Определите: а) процентную; б) молярную; в) нормальную; г) моляльную концентрацию поваренной соли NaCl в растворе, полученном при растворении 5,85г соли в 100г воды. Плотность полученного раствора равна 1,04 г/см³.

Дано:

$$m_{\text{NaCl}} = 5,85 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ г}$$

$$\rho_{\text{р-ра}} = 1,04 \text{ г/см}^3$$

$$\omega_{\text{NaCl}} = ?$$

$$C_{\text{м}} = ?$$

$$C_{\text{н}} = ?$$

$$C_{\text{м}} = ?$$

Алгоритм решения:

$$\text{а) } \omega_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{5,85}{105,85} = 0,055 \text{ или } 5,5\%$$

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 5,85 \text{ г} + 100 \text{ г} = 105,85 \text{ г};$$

$$\text{б) } V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{100 + 5,85}{1,04} = 101,78 \text{ см}^3 = 0,102 \text{ л}$$

$$C_{\text{м}} = \frac{V_{\text{NaCl}}}{V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}} \quad C_{\text{м}} = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль/л};$$

$$M_{\text{NaCl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

$$\text{в) } C_{\text{н}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{экв}} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}$$

$$M_{\text{эквNaCl}} = M_{\text{NaCl}} \cdot f_{\text{экв}} = 58,5 \cdot 1 = 58,5 \text{ г/моль} \cdot \text{экв}$$

$$f_{\text{эквNaCl}} = \frac{1}{1} = 1$$

$$\text{г) } C_{\text{м}} = \frac{V_{\text{NaCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{5,85 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ кг}} = 1 \text{ моль/кг}$$

$$\text{Ответ: } \omega_{\text{NaCl}} = 0,055 = 5,5\%;$$

$$C_{\text{м}} = 0,98 \text{ моль/л};$$

$$C_{\text{м}} = 1 \text{ моль/кг};$$

$$C_{\text{н}} = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}.$$

Задача №4.

Определите молярную и нормальную концентрации 12%-ного раствора серной кислоты, плотность которого $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$?

Алгоритм решения:

Молярная масса серной кислоты равна 98 г/моль. Следовательно,

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ и } \Xi(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f_{\text{эк}} = 98 / 2 = 49.$$

Подставляя необходимые значения в формулы

$$C_{\text{м}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / m$$

$$C_{\text{эк}} = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / M_{\text{эк}}, \text{ получим:}$$

а) Молярная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

$$C_{\text{м}} = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 98 = 1,32 \text{ М}$$

б) Нормальная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

$$C_{\text{эк}} = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 49 = 2,64 \text{ Н.}$$

Ответ: $C_{\text{м}} = 1,32 \text{ М}$; $C_{\text{эк}} = 2,64 \text{ Н.}$

Задача №5.

Определите молярность 10%-ого раствора H_2SO_4 .

Дано: $\frac{\omega_{H_2SO_4} = 10\% = 0,1}{C_M(H_2SO_4) = ?}$	Решение: 1. Для расчета примем $V_{p-pa H_2SO_4} = 1 л$ По справочнику $\rho_{p-pa H_2SO_4} = 1,1 г/см^3$, тогда $m_{p-pa} = \rho_{p-pa} \cdot V_{p-pa} = 1,1 г/см^3 \cdot 1000 см^3 = 1100 г$
---	---

2. $\omega_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{p-pa}}$, отсюда: $m_{H_2SO_4} = \omega_{H_2SO_4} \cdot m_{p-pa} = 0,1 \cdot 1100 = 110 г$

$$C_M(H_2SO_4) = \frac{V_{H_2SO_4}}{V_{p-pa(n)}} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4} \cdot V_{p-pa(n)}} = \frac{110}{98 \cdot 1} = 1,12 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C_M(H_2SO_4) = 1,12$ моль/л.

Задача №6.

Сколько грамм 10%- процентного раствора соли надо добавить к 300 граммам 30%- процентного раствора этой же соли, чтобы получить 14%- процентный раствор? Применить правило смешения.

Алгоритм решения:

Задачу можно решить, используя формулу **правило смешения**:

$$\omega_3(\text{вещества}) = \frac{m_1(\text{раствора}) \cdot \omega_1 + m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2}{m_1(\text{раствора}) + m_2(\text{раствора})}$$

Обозначим массу 1 раствора через x . Подставим известные значения в формулу правило смешения:

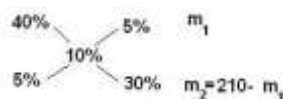
$$\begin{aligned} 0,14 &= (x \cdot 0,1 + 300 \cdot 0,3) / (x + 300) \\ 0,1x + 90 &= 0,14x + 42 \\ 0,04x &= 48 \\ x &= 1200 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

Ответ: масса добавляемой соли равна 1200 грамм.

Задача №7.

Определите массы исходных растворов с массовыми долями гидроксида натрия 5% и 40%, если при их смешивании образовался раствор массой 210 г с массовой долей гидроксида натрия 10%. Применить правило креста.

Алгоритм решения:



$$\begin{aligned} 5 / 30 &= m_1 / (210 - m_1) \\ 1/6 &= m_1 / (210 - m_1) \\ 210 - m_1 &= 6m_1 \\ 7m_1 &= 210 \end{aligned}$$

$$m_1 = 30 \text{ г}; m_2 = 210 - m_1 = 210 - 30 = 180 \text{ г}$$

Ответ: массы исходных растворов с массовыми долями гидроксида натрия 5% и 40% соответственно равны 30 и 180 г.

Задача №8.

Упарили 60 г 5%-ного раствора сульфата меди до 50 г. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Алгоритм решения:

$$\begin{aligned} m &= 60 \text{ г}; \Delta m = 60 - 50 = 10 \text{ г}; \omega_1 = 5\% \text{ (или } 0,05) \\ \omega_2 &= (0,05 \cdot 60) / (60 - 10) = 3 / 50 = 0,06 \text{ (или } 6\% \text{-ный)} \end{aligned}$$

Ответ: массовая доля соли в полученном растворе составляет 6 %.

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных заданий (задач на расчет и пересчет концентраций растворов) по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.3 Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Буферные растворы

Практическое занятие № 3

Вычисление pH в водных растворах кислот и оснований

Цель: научиться вычислять pH среды в водных растворах кислот и оснований.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- применять закон разбавления Оствальда pH среды в водных растворах кислот и оснований;
- вычислять pH среды в водных растворах кислот и оснований.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

- 1 Расчет pH среды в водных растворах сильных кислот и оснований.
- 2 Расчет pH среды в водных растворах слабых кислот и оснований.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.16-18).
2. Повторите основные положения теории электролитической диссоциации.
3. Запишите в отчет по практической работе математическое выражение закона разбавления Оствальда и выражение ионного произведения воды.
4. Проанализируйте примеры решения типовых задач на определение pH среды в водных растворах кислот и оснований.
5. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Задача №1.

Определите pH 0,01М раствора HCl.

Дано:

(HCl)

Алгоритм решения:

1. $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ - сильный электролит

Значит

2. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,01 = -\lg 10^{-2} = 2$

pH=?

Ответ: pH=2.

Задача №2 Определите pH 0,01м раствора KOH.

Дано:

(KOH)

pH=? Алгоритм решения:

1. $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$ - сильный электролит

Значит

2.

$10^{-2} \square [\text{H}^+] = 10^{-14}$; $[\text{H}^+] = 10^{-12}$ моль/л

3. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-12} = 12$

Ответ: pH=12.

Задача №3. Определите pH 0,01м раствора уксусной кислоты CH_3COOH .

Дано:

$C_M = 0,01$ моль/л

(CH_3COOH) Алгоритм решения:

1. $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Поэтому для него применим закон Оствальда:

или .Откуда ;

pH=?

2. $[\text{H}^+] = C_M \square \square = 4 \square 10^{-4} \square 0,01 = 4 \square 10^{-4}$

3. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4 \square 10^{-4} \square 3,5$

Ответ: pH=3,5.

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных заданий (задач на расчет pH среды в водных растворах кислот и оснований) по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.3. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Буферные растворы

Практическое занятие № 4 Составление уравнений реакций гидролиза солей

Цель работы: научиться составлять ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей, определять характер среды по типу гидролиза соли.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей;
- определять характер среды по уравнению и типу гидролиза соли.

Задание:

1. Определение характера среды по типу гидролиза соли.
2. Составление ионно-молекулярных и молекулярных уравнений гидролиза солей.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Порядок выполнения работы:

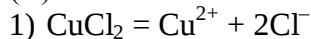
1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.19-20).
1. Повторите основные положения теории электролитической диссоциации.
2. Законспектируйте основные теоретические сведения и общие схемы уравнений реакций гидролиза солей разного типа.
3. Проанализируйте алгоритм написания и примеры уравнений гидролиза.
4. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Алгоритм написания уравнений гидролиза.

1. Определяем тип гидролиза.
2. Составляем ионно-молекулярное уравнение гидролиза, определяем среду.
3. Составляем молекулярное уравнение.

Задание №1. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза хлорида меди (II).

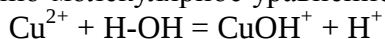


Соль образована катионом **слабого основания** ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) и анионом сильной кислоты (HCl), следовательно, гидролиз идет по катиону Cu^{2+} и протекает в две стадии с образованием в качестве промежуточного продукта основной соли (среда кислая).

2) Составим уравнения 1-й стадии гидролиза соли:

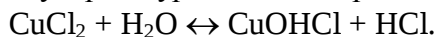
1 стадия

– ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли



образуется катион гидроксомеди (II), в растворе накапливаются ионы H^+ , среда кислая, $\text{pH} < 7$;

– молекулярное уравнение гидролиза соли



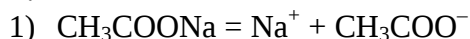
3) Составим уравнения 2-й стадии гидролиза соли:

2 стадия

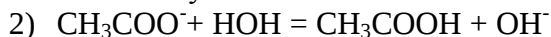




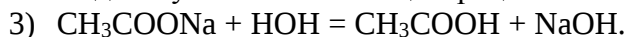
Задание №2. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза ацетата натрия.



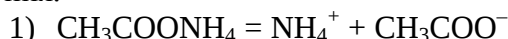
Соль образована катионом сильного основания и анионом **слабой кислоты**, следовательно, гидролиз по аниону.



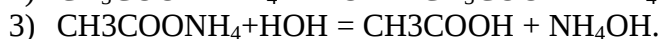
гидролиз ведет к увеличению концентрации ионов OH^- в растворе, среда щелочная, $\text{pH} > 7$.



Задание №3. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза ацетата аммония.



Соль образована катионом **слабого основания** и анионом **слабой кислоты**, следовательно, гидролиз по катиону и по аниону.



В результате гидролиза ацетата аммония происходит образование двух слабых электролитов, раствор оказывается близким к нейтральному, $\text{pH} \sim 7$.

Водные растворы такого типа солей, в зависимости от константы диссоциации образующихся слабых электролитов имеют нейтральную, слабокислую или слабощелочную среду.

Константа диссоциации гидроксида аммония ($K(\text{NH}_4\text{OH}) = 6,3 \cdot 10^{-5}$) несколько больше константы диссоциации уксусной кислоты ($K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$), поэтому реакция водного раствора ацетата аммония имеет слабощелочную среду.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.4. Гетерогенные равновесия в системе «раствор–осадок»

Практическое занятие № 5

Решение задач по теме «Произведение растворимости»

Цель работы: научиться вычислять концентрации ионов по произведению растворимости электролита, делать выводы о возможности выпадения осадка при смешивании растворов заданных концентраций и объемов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- вычислять концентрации ионов по произведению растворимости электролита;
- делать выводы о возможности выпадения осадка при смешивании растворов заданных концентраций и объемов.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

Научиться решать типовые задачи:

1. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.
2. Вычисление концентрации ионов и растворимости малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.
3. Условия образования осадков.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.19-20).
2. Повторите основные теоретические положения гетерогенного равновесия в системе «раствор-осадок».
3. Запишите общие формулы, применяемые для вычисления произведения растворимости и использования этой величины в расчетах по определению концентраций ионов и возможности образования осадка.
4. Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на определение произведения растворимости, концентраций ионов и возможности образования осадка.
5. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Задача №1.

Растворимость CaCO_3 равна 0,00069 г/л. Вычислите $\text{PR}(\text{CaCO}_3)$.

Алгоритм решения.

1. Молярная масса CaCO_3 : $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль.
2. Рассчитаем молярную растворимость CaCO_3
 $S(\text{CaCO}_3) = L / M(\text{CaCO}_3) = 0,00069 / 100 = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
3. Молярная растворимость совпадает с молярной концентрацией соли в растворе:
 $C(\text{CaCO}_3) = S(\text{CaCO}_3) = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
4. Найдем равновесные молярные концентрации ионов в растворе:
 $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$
 $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = S = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Тогда $PP(\text{CaCO}_3) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$;
 $PP(\text{CaCO}_3) = 6,9 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-5} = 48 \cdot 10^{-10}$.
Ответ: $PP(\text{CaCO}_3) = 48 \cdot 10^{-10}$.

Задача №2.

Произведение растворимости PbJ_2 при 18°C равно $1,4 \cdot 10^{-8}$. Рассчитайте концентрации ионов Pb^{2+} и J^- и растворимость PbJ_2 в г/л.

Алгоритм решения.

1. $\text{PbJ}_2 \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{J}^-$
2. $PP(\text{PbJ}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{J}^-]^2$
3. Обозначим $[\text{Pb}^{2+}] = x$, тогда $[\text{J}^-] = 2x$
4. Следовательно

$$PP(\text{PbJ}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{J}^-]^2$$

$$PP(\text{PbJ}_2) = x(2x)^2 = 4x^3$$

$$1,4 \cdot 10^{-8} = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{1,4 \cdot 10^{-8}}{4}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

5. Молярная растворимость соли равна $1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

6. Концентрации ионов равны:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$[\text{J}^-] = 2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

7. Чтобы от молярной растворимости перейти к растворимости в г/л, необходимо молярную растворимость умножить на молярную массу вещества.

$$L = S \cdot M(\text{PbJ}_2) = 1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,692 \text{ г/л.}$$

Ответ: $[\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $[\text{J}^-] = 3,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $L(\text{PbJ}_2) = 0,692$ г/л.

Задача №3.

Определите, выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,2 М растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NaCl .

Алгоритм решения.

1. Молекулярное уравнение реакции:
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaCl} = \downarrow \text{PbCl}_2 + 2\text{NaNO}_3$.
2. Ионно-молекулярное уравнение: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \leftrightarrow \text{PbCl}_2$
3. Для определения условия образования осадка необходимо рассчитать ПК:
 $PK(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$
4. Для нахождения ПК нужно найти концентрации Pb^{2+} и Cl^- после смешивания растворов заданной концентрации. При смешивании растворов одинаковых объемов концентрации ионов уменьшаются вдвое:
 $[\text{Pb}^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}; [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ моль/л.}$
5. $PK(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 0,1 \cdot 0,1^2 = 10^{-3}$.
6. Определяем ПР по таблицам: $PP(\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$.
7. Сравниваем ПК с ПР: $PK(\text{PbCl}_2) = 10^{-3} > PP(\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$, значит осадок PbCl_2 выпадет.

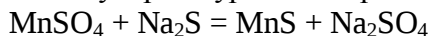
Ответ: осадок PbCl_2 выпадет.

Задача №4.

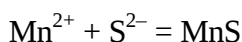
Произведение растворимости сульфида марганца при 25°C равно $5,6 \cdot 10^{-16}$. Выпадет ли осадок при смешивании 5 мл 0,06н MnSO_4 и 4 мл 0,01н Na_2S ?

Решение.

Молекулярное уравнение реакции



Ионно-молекулярное уравнение реакции



Для определения условия образования осадка необходимо рассчитать ПК

$$\text{ПК}(\text{MnS}) = [\text{Mn}^{2+}][\text{S}^{2-}].$$

Для нахождения ПК нужно найти концентрации Mn^{2+} и S^{2-} после смешивания растворов заданной концентрации. Определяем исходные концентрации ионов до сливания растворов:

Для определения концентрации ионов Mn^{2+} нужно перевести нормальную концентрацию MnSO_4 в молярную.

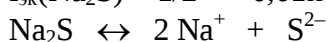
$$f_{\text{эк}}(\text{MnSO}_4) = 1/2 \quad 0,06\text{н } \text{MnSO}_4 = 0,03\text{М } \text{MnSO}_4$$



$$0,03 \text{ моль/л} \quad 0,03 \text{ моль/л}$$

Для определения концентрации ионов S^{2-} нужно перевести нормальную концентрацию Na_2S в молярную.

$$f_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{S}) = 1/2 \quad 0,01\text{н } \text{Na}_2\text{S} = 0,005\text{М } \text{Na}_2\text{S}$$



$$0,005 \text{ моль/л} \quad 0,005 \text{ моль/л}$$

Определяем концентрацию ионов после смешивания растворов.

Объем раствора после смешивания 5 мл MnSO_4 и 4 мл Na_2S стал 9 мл.

Концентрация ионов после смешивания растворов

$$[\text{Mn}^{2+}] = \frac{5 \cdot 0,03}{9} = 0,017 \text{ моль/л}$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{4 \cdot 0,005}{9} = 0,002 \text{ моль/л}$$

Находим произведение концентраций

$$\text{ПК}(\text{MnS}) = [\text{Mn}^{2+}][\text{S}^{2-}].$$

$$\text{ПК}(\text{MnS}) = 0,017 \cdot 0,002 = 3,4 \cdot 10^{-5}$$

Сравниваем ПК с ПР (приложение, табл.3)

$$3,4 \cdot 10^{-5} > 5,6 \cdot 10^{-16}$$

Следовательно, при сливании 5 мл 0,006н. раствора MnSO_4 и 4 мл 0,01н раствора Na_2S образуется осадок MnS .

Исходные данные и результаты расчета заносим в таблицу.

И оны	Концентрация, моль/л		ПК(MnS) = [Mn^{2+}][S^{2-}]
	до сливания растворов	после сливания растворов	
$[\text{Mn}^{2+}]$	0,03	$\frac{5 \cdot 0,03}{9} = 0,017$	$\text{ПК} = 0,017 \cdot 0,002 = 3,4 \cdot 10^{-5}$ $3,4 \cdot 10^{-5} > 5,6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{S}^{2-}]$	0,005	$\frac{4 \cdot 0,005}{9} = 0,002$	

Ответ: при сливании 5 мл 0,006н. раствора MnSO_4 и 4 мл 0,01н раствора Na_2S осадок MnS образуется.

Форма представления результата: выполненная работа с решением индивидуальных задач по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.5. Комплексные соединения

Практическое занятие № 6

Выполнение упражнений по составлению: уравнений электролитической диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; выражений константы нестойкости комплексного иона; названий комплексных соединений

Цель работы: научиться составлять названия комплексных соединений и уравнения их диссоциации, составлять выражения константы нестойкости и сравнивать комплексные соединения по устойчивости.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять названия и формулы комплексных соединений, уравнения их диссоциации;
- составлять выражения констант нестойкости, сравнивать комплексные соединения по устойчивости.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

Научиться выполнять типовые задания:

- 1 Составление названий и формул комплексных соединений.
- 2 Составление уравнений диссоциации и выражений константы нестойкости комплексных соединений.
- 3 Сравнение комплексных соединения по устойчивости.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.21-22).
2. Повторите основные положения координационной теории строения комплексных соединений.
3. Законспектируйте названия основных лигандов и правила составления названий комплексных соединений.
4. Проанализируйте и осмыслите примеры выполнения типовых заданий по составлению названий и уравнений диссоциации комплексных соединений.
- 4 Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

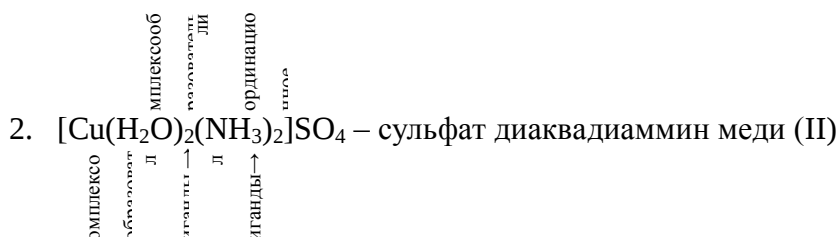
Примеры выполнения типовых заданий

Задание №1.

Укажите: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное число, г) степень окисления комплексообразователя, д) заряд комплексного иона, е) название комплексных соединений $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Cu(H_2O)_2(NH_3)_2]SO_4$.

Решение.

1. $K_4[Fe^{+2}(CN)_6]^{4-}$ – гексацианоферрат (II) калия.



Координационное число в данном примере: $4=2+2$ (определяется суммой лигандов).

Задание №2.

Напишите химические формулы комплексных соединений: а) гексацианохромат (III) калия; б) бромид гексааммин кобальта (III); в) нитрат диакватетрааммин никеля (II).

Решение.

а) гексацианохромат (III) калия – $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$;

б) бромид гексааммин кобальта (III) – $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$;

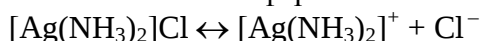
в) нитрат диакватетрааммин никеля (II) – $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$.

Задание №3.

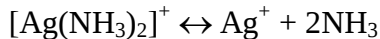
Напишите уравнения диссоциации указанных комплексных соединений, выражения констант нестойкости и, пользуясь табличными значениями констант нестойкости, сравните эти соединения по устойчивости: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

Алгоритм решения.

1. Комплексные соединения при электролитической диссоциации образуют комплексные ионы и ионы внешней сферы как сильные электролиты:



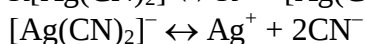
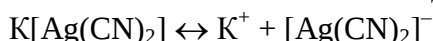
2. Комплексные ионы подвергаются диссоциации как слабые электролиты. Упрощенно диссоциацию внутренней сферы можно представить таким образом:



3. Применяя закон действующих масс к обратимым процессам диссоциации комплексных ионов, запишем выражения константы нестойкости:

$$K_n = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 9 \cdot 10^{-8}$$

4. По той же схеме выполняем действия со вторым примером комплексного соединения:



$$K_n = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{CN}^-]^2}{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-} = 1 \cdot 10^{-21}$$

5. Константа нестойкости комплексного иона характеризует прочность (устойчивость) внутренней сферы комплексного иона. Чем меньше константа нестойкости, тем прочнее комплексный ион.

$K_n = 1 \cdot 10^{-21} < K_n = 9 \cdot 10^{-8}$, значит комплексный ион $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ более прочный, чем $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 1.6. Окислительно-восстановительные реакции

Практическое занятие № 7

Определение окислителей и восстановителей. Определение направления протекания реакций

Цель работы: научиться определять свойства соединений по степени окисления элементов, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций, рассчитывать окислительно-восстановительные потенциалы по уравнению Нернста, определять направления самопроизвольного протекания реакций, научиться определять направление протекания реакций

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- по степени окисления элементов прогнозировать свойства соединений в реакциях с другими веществами;
- рассчитывать окислительно-восстановительные потенциалы по уравнению Нернста;
- составлять уравнения ОВР и определять направления самопроизвольного их протекания.
- проводить расчеты, определяющие протекание реакций

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

Научиться выполнять типовые задания по данной теме:

- 1 Определение степени окисления элементов в веществах, прогнозирование их свойств в реакциях с другими веществами.
- 2 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
- 3 Расчет окислительно-восстановительных потенциалов по уравнению Нернста.
- 4 Определение направления самопроизвольного протекания реакций.
- 5 Расчет окислительно-восстановительных потенциалов по уравнению Нернста.
- 6 2.Определение направления самопроизвольного протекания реакций.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.32-42).
2. Повторите основные понятия, изученные в теме «Окислительно-восстановительные реакции».
3. Законспектируйте условие самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции, уравнение Нернста для определения электродных потенциалов ионов и окислительно-восстановительных пар.
4. Проанализируйте и осмыслите примеры выполнения типовых заданий по прогнозированию свойств соединений, составлению уравнений ОВР и определению направления самопроизвольного их протекания.
5. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

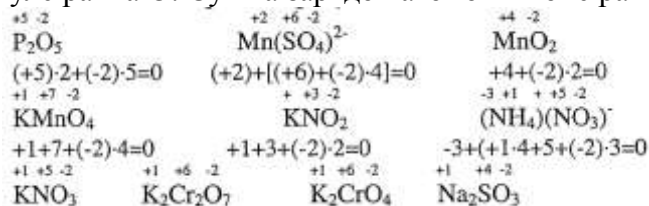
Ход работы:

Задание №1.

Определите степень окисления всех элементов в соединениях: P_2O_5 , MnSO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , KNO_2 , NH_4NO_3 , KNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , Na_2SO_3 .

Алгоритм решения.

Степень окисления – формальный заряд атома в молекуле. Сумма зарядов всех атомов в молекуле равна 0. Сумма зарядов атомов в ионе равна заряду иона.



Задание №2.

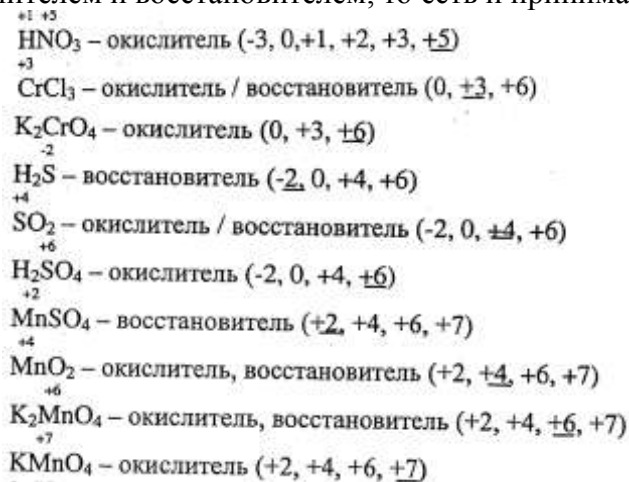
Укажите, какое соединение может быть только окислителем, только восстановителем, или и тем, и другим: KNO_2 , HNO_3 , $CrCl_3$, K_2CrO_4 , H_2S , SO_2 , H_2SO_4 , $MnSO_4$, MnO_2 , K_2MnO_4 , $KMnO_4$.

Алгоритм решения.

Если степень окисления низшая отрицательная, то атом может быть только восстановителем, отдает электроны, принимать их не может.

Если степень окисления высшая положительная, то атом может быть только окислителем, принимает электроны, отдавать ему уже нечего.

Если степень окисления занимает промежуточное значение, то атом может быть окислителем и восстановителем, то есть и принимать, и отдавать электроны.



Задание №3.

Определите потенциал окислительно-восстановительной пары Sn^{+4}/Sn^{+2} при температуре 25°C и концентрациях $C_{Sn^{+4}} = 0,1$ моль/л, $C_{Sn^{+2}} = 0,001$ моль/л.

Алгоритм решения.

1. Задача решается с использованием уравнения Нернста: $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[ox]}{[Redox]}$, где

[ox]- концентрация окисленной формы, в моль/л.

[Redox] - концентрация восстановленной формы, в моль/л.

2. Окисленной формой являются ионы Sn^{+4} , так как олово стоит в четвертой группе, имеет четыре электрона на внешнем слое и ион Sn^{+4} больше отдать электроны не может.

Восстановленной формой является ионы Sn^{+2} .

Следовательно:

$[ox] = [Sn^{+4}] = 0,1$ моль/л

$[Redox] = [Sn^{+2}] = 0,001$ моль/л

3. По таблицам находим стандартный электродный потенциал.

$E^0_{Sn^{+4}/Sn^{+2}} = 0,15B$

4. По уравнению Нернста рассчитываем потенциал окислительно-восстановительной пары при 25°C (298K) и заданных концентрациях:

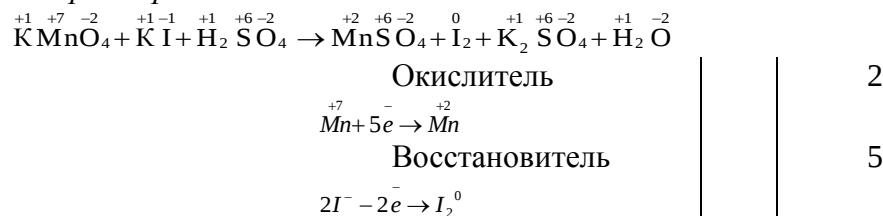
$$E = 0,15 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,1}{0,001} = 0,15 + 0,0295 \lg 10^{+2} = 0,15 + 0,0295(+2) = 0,15 + 0,059 = 0,209B$$

Ответ $E_{\text{Sn}^{+4}/\text{Sn}^{+2}}^0 = 0,209B$

Задание №4.

Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей между перманганатом калия и иодидом калия в кислой среде и определить возможность ее протекания в стандартных условиях.

Алгоритм решения.



По таблице находим стандартные потенциалы окислительно-восстановительных пар:
 $E_{\text{Mn}^{+7}/\text{Mn}^{+2}}^0 = 1,51B$; $E_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = 0,54B$

$$\text{э.д.с.} = E_{\text{ок-ля}}^0 - E_{\text{в-ля}}^0 = E_{\text{Mn}^{+7}/\text{Mn}^{+2}}^0 - E_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = 1,51 - 0,54 = 0,96 > 0$$

Ответ: окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении.

Пример 1. Вычислить тепловой эффект реакции (ΔH° -ции) при стандартных условиях:
 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

Решение:

а) В таблице находим значения стандартных энтальпий образования: $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{NH}_3) = -46$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{NO}) = 91$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O}) = -286$ кДж/моль. Стандартные энтальпии образования простых веществ равны 0.

б) Согласно первому следствию из закона Гесса тепловой эффект химической реакции равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов реакции $10 \Delta H^\circ\text{-ции} = [4\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{NO}) + 6\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O})] - [4\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{NH}_3) + 5\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{O}_2)] = [4 \cdot 91 + 6(-286)] - [4(-46) + 5 \cdot 0] = -1168$ кДж.

Пример 2. Вычислить свободную энергию процесса гликолиза происходящего в организме животных. Может ли он протекать самопроизвольно при стандартных условиях. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{p-p}) \rightarrow 2\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{p-p})$ молочная кислота $\Delta G^\circ_{\text{обр}} -917$ -539 кДж/моль (табличные данные)

Решение:

Изменение свободной энергии в ходе реакции определяется как разность свободных энергий образования продуктов реакции за вычетом свободных энергий образования исходных реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов $\Delta G^\circ_{\text{р-ции}} = 2\Delta G^\circ_{\text{обр}}(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) - \Delta G^\circ_{\text{обр}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 2(-539) - (-917) = -161$ кДж Реакция может протекать самопроизвольно.

Пример 3.

При взаимодействии 3 г углерода с кислородом с образованием CO_2 выделилось 98 кДж энергии. Рассчитайте энтальпию образования CO_2 . Решение: Энтальпия образования CO_2 соответствует реакции $\text{C}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$ Отсюда: 3 г С – 98 кДж 12 г С – x кДж, (1 моль) x = 392 кДж. Следовательно $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{CO}_2) = -392$ кДж/моль

Пример 4. Энергетические затраты коровы на образование 1 л молока составляют 3000 кДж. Какое количество глюкозы будет затрачено на образование 20 л молока, если допустить, что процесс молокообразования энергетически обеспечивается только за счет окисления глюкозы по уравнению: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к}) + 6\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ 5. Исходя из стандартных значений энтальпий сгорания веществ, рассчитайте стандартную энтальпию образования пропанола-1. 11 6. Какой путь разложения глюкозы термодинамически наиболее вероятен? Какой реализуется в организме? Почему? а) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к}) + 6\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ б) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$ 7. Может ли оксид азота (I), используемый в медицине и ветеринарии в качестве

наркотического средства, вызывать отравление в результате превращения в токсичный оксид азота (II). $2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г})$ 8. Пользуясь справочными данными, рассчитать изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии в процессе аэробного окисления глюкозы в организме животных. Реакция идет в соответствии с уравнением: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{р}) + 6\text{O}_2(\text{р}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{р}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ 9. Какое количество теплоты поглотится при растворении в воде 25 г бромида калия, если $\Delta H_{\text{о раств.}}(\text{KBr}) = 17 \text{ кДж/моль}$.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.1. Теоретические основы органической химии

Практическое занятие № 8 Составление структурных формул изомеров

Цель работы: научиться составлять изомеры органических веществ

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- составлять формулы органических веществ (углеводородов);
- называть по систематической номенклатуре предельные углеводороды и их производные;
- пространственно представлять структуру молекул предельных углеводородов нормального и изостроения.

Материальное обеспечение:

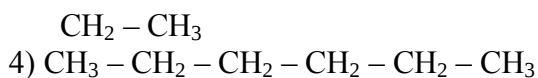
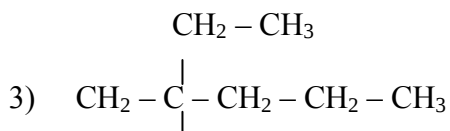
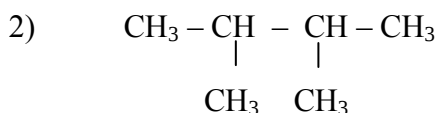
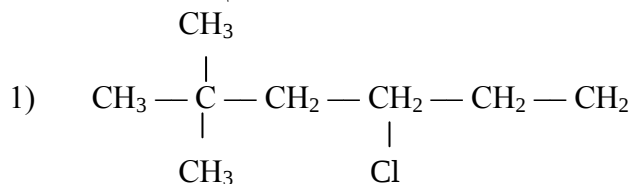
Набор для построения шаростержневых моделей молекул, транспортёр. тематические плакаты и таблицы

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://new.znaniium.com/read?id=80002>. с. 2-6)
2. постройте шаростержневые модели молекул метана, этана, бутана, изобутана, пентана и изопентанов;
3. напишите структурные формулы и формулы состава этих веществ;
4. назовите все вещества по систематической номенклатуре;
5. изобразите модели молекул этих веществ пространственно на бумаге;
6. измерив транспортиром углы между направлениями связей, убедитесь, что все они равны $109^{\circ}28'$;
7. выполните индивидуальное задание.

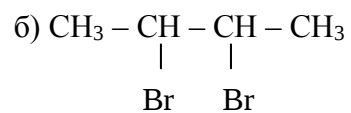
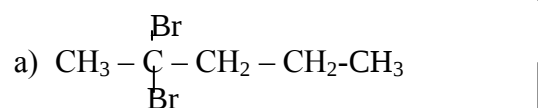
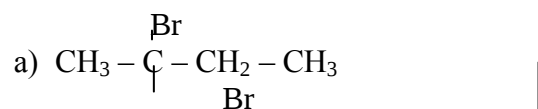
Пример индивидуального задания

1. Назовите вещества по систематической номенклатуре, по указанному выше алгоритму.



2. Составьте сокращённые структурные формулы веществ по указанному выше алгоритму: 2, 2 – диметил-3-хлор-бутан; 4 – этил-октан.

3. Укажите изомеры дибромбутана.



Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.2. Углеводороды

Практическое занятие № 9

Составление и название структурных формул алканов, алкенов, алкинов. Решение задач на нахождение истинной формулы углеводородов

Цель работы: научиться составлять структурные формулы изомеров для веществ алканов, алкенов, алкинов. Находить истинную формулу углеводородов.

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- составлять формулы непредельных углеводородов;
- называть непредельные углеводороды по систематической номенклатуре;
- определять молекулярную формулу углеводорода по его плотности и массовой доле элементов.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задания

1. Напишите структурные формулы:

I – алкенов: а) 2-метилбутена-2; б) 2-метилпропена-1; в) 2,3-диметилгексена-3;

г) 2,5,5-триметилгексена-2; д) 2,2,6-триметил-4-этилгептена-3;

II – алкадиенов: а) 2-метилпентадиена-1,3; б) 2-метилгексадиена-1,5;

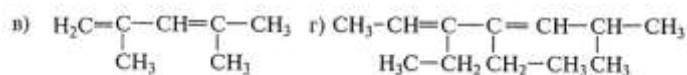
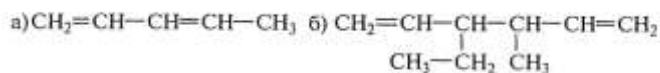
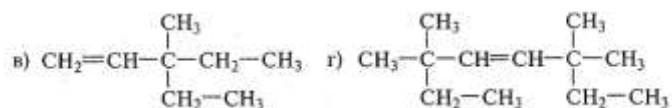
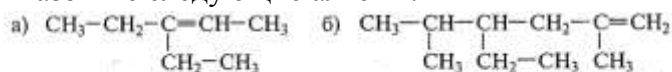
в) 2,4-диметилпентадиена-2,4; г) 2,5,6-триметилоктадиена-1,3;

д) 2,4-диметилгептадиена-1,5;

III – алкинов: а) 3-метилпентина-1; б) 4,4-диметилпентина-2; в) 3-метил-4-этилоктина-1;

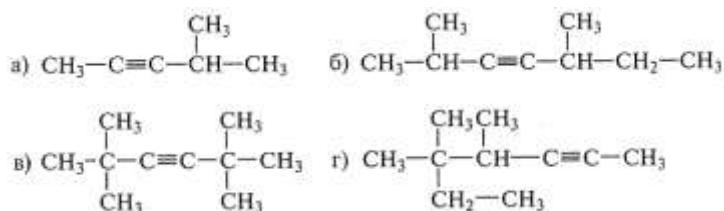
г) 4-этилгексина-2; д) 2,2,5-триметилгексина-3;

2. Назовите следующие алкены:



3. Назовите следующие диеновые углеводороды:

4. Назовите следующие алкины:



5. Какие алкены могут быть получены при дегидрировании: а) изо-бутана; б) 2-метилбутана; в) 2-метилпентана; г) пропана? Напишите сокращенные структурные формулы.

6. Какие углеводороды и в каком количестве получаются при дегидратации 10 кг: а) этилового спирта $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$; б) пропилового спирта $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$?

7. Сколько граммов брома могут присоединить: а) бутен-2 массой 2,8 г; б) пентен-2 массой 3,5 г; в) гексен-2 массой 4,2 г ?

8. Какой объем водорода необходим для гидрирования смеси газов массой 12,4 г, содержащих этилен (массовая доля 22,58%), пропен (32,26%) и бутен-2 (45,16%)? Напишите соответствующие уравнения реакций.

9. Сколько граммов галогенопроизводного образуется в результате взаимодействия пропилена объемом 1,12 л с хлороводородом? Выразите реакцию в структурных формулах, учитывая правило Марковникова.

10. Сколько граммов уксусного альдегида можно получить из ацетилена объемом 50 л по реакции Кучерова, учитывая, что выход альдегида составляет 90 % от теоретического?

11. Какой объем ацетилена необходимо затратить для получения бензола массой 40 кг?

12. Сколько граммов брома может присоединиться к этилену объемом 1,12 л при нормальных условиях (н.у.)?

13. Сколько литров этана при н.у. получится при взаимодействии ацетилена массой 39 г с водородом объемом 50 л?

14. Сколько литров кислорода (н.у.) потребуется для полного сгорания: а) ацетилена массой 6,5 г; б) 1 моль пропилена?

15. При сжигании газа объемом 4,48 л образовался оксид углерода (IV) массой 13,44 г и вода массой 10,8 г. Масса одного литра этого газа при н.у. равна 1,875 г. Определите истинную формулу газа.

– определять молекулярную формулу углеводорода по его плотности и массовой доле элементов.

Алгоритм решения типовой задачи

Задача. При сжигании газообразного углеводорода объемом 2,24 л получено оксида углерода (IV) массой 13,2 г и воды массой 7,2 г. Плотность газа по воздуху составляет 1,52 (н.у.). Определите молекулярную формулу газа.

Решение.

$$D_{\text{возд}}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва})/M(\text{возд}) = M(\text{в-ва})/29.$$

1. Молярная масса газа равна: $M(\text{в-ва}) = M(\text{возд}) \cdot D_{\text{возд}}(\text{в-ва})$.

$$M(\text{возд.}) = 29 \text{ г/моль}; \quad D_{\text{возд}}(\text{газа}) = 1,52;$$

$$M(\text{газа}) = 29 \text{ г/моль} \cdot 1,52 = 44 \text{ г/моль}.$$

2. Масса углерода и водорода в 2,24 л углеводорода составляет:

12 г углерода образует 44 г CO_2

$$x \gg \text{углерода} \gg 13,2 \gg \text{CO}_2 \quad x = \frac{13,2 \cdot 12}{44} = 3,6 \text{ г C.}$$

2 г водорода образует 18 г H_2O

$$y \gg \text{водорода} \gg 7,2 \gg \text{H}_2\text{O} \quad y = \frac{7,2 \cdot 2}{18} = 0,8 \text{ г H.}$$

3. Масса углерода и водорода в сожженном газе составляет $3,6\text{г} + 0,8\text{г} = 4,4\text{г}$

4. Рассчитаем массу 2,24 л углеводорода:

44 г углеводорода занимают объем 22,4 л

z » углеводорода » » 2,24 »

$$z = \frac{2,24 \cdot 44}{22,4} = 4,4$$

5. Значит, газ состоит только из углерода и водорода. Следовательно,

$$C : H = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 1 : 2,66,$$

откуда простейшая формула $CH_{2,66}$ ($M_r = 14,66$). Отношение массы истинного соединения к массе простейшего составляет $44/14,66 = 3$. Следовательно, простейшую формулу надо увеличить

в 3 раза,

$$C : H = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 1 : 2,66 = 3 : 7,98 = 3 : 8,$$

отсюда истинная формула газа C_3H_8 .

Примечание: если в условии задачи дана относительная плотность вещества по водороду, тогда применяются формулы:

$$DH_2(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва})/M(H_2) = M(\text{в-ва})/2.$$

$$M(\text{в-ва}) = M(H_2) \cdot DH_2(\text{в-ва}) = 2 \cdot DH_2(\text{в-ва}).$$

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://new.znaniyum.com/read?id=80002>, с. 11-16)

2. напишите структурные формулы и формулы состава этих веществ;

4. назовите все вещества по систематической номенклатуре;

3. выполните индивидуальное задание.

4. Пользуясь алгоритмом решения типовой задачи, выполните задания.

Задания

1. Выведите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 85,7 %) и водород (14,3 %). Плотность паров по водороду равна 21.

2. Выведите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 81,8%) и водород (18,2%).

3. Определите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 83,72 %) и водород (16,28 %), если молекулярная масса вещества равна 86.

4. Вычислите плотность этана по воздуху и водороду.

5. Определите молекулярную формулу газообразного вещества, если его плотность по воздуху равна двум, а массовая доля углерода 82,76 % и водорода 17,24 %.

6. При сжигании газообразного углеводорода образовался оксид углерода (IV) массой 3,3 г и вода массой 2,02 г. Плотность его по воздуху составляет 1,04. Напишите структурную формулу углеводорода.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.3. Кислородосодержащие органические вещества

Практическое занятие № 10

Составление и название структурных формул кислородсодержащих органических веществ. Решение задач на нахождение истинной формулы

Цель работы: научиться составлять структурные формулы изомеров для веществ спиртов, альдегидов, карбоновых кислот. Находить истинную формулу углеводородов.

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- составлять формулы альдегидов и карбоновых кислот;
- называть альдегиды и карбоновые кислоты по систематической номенклатуре;
- решать расчетные задачи по уравнениям реакций превращения альдегидов и карбоновых кислот.

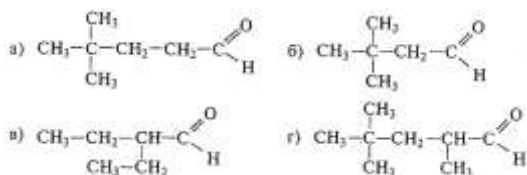
Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задания

1. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 2,2-диметилбутаналь; б) 2,2,3-триметилпентаналь; в) 2,4-диметилпентаналь; г) 3-метилбутаналь.

2. Назовите по международной номенклатуре следующие соединения:

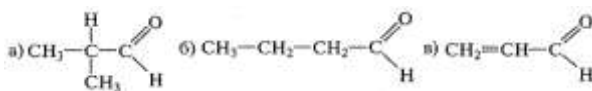


3. Напишите сокращенные линейные структурные формулы альдегидов, образующихся при окислении спиртов: а) пропилового; б) бутилового; г) амилового.

4. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водородом в присутствии никелевого катализатора: а) этаналь; б) формальдегида; в) масляного альдегида.

5. Напишите уравнения реакций каталитического окисления кислородом воздуха при высокой температуре следующих спиртов: а) пропанола-1; б) метанола; в) этанола.

6. Напишите уравнения реакций получения следующих альдегидов окислением



соответствующих спиртов:

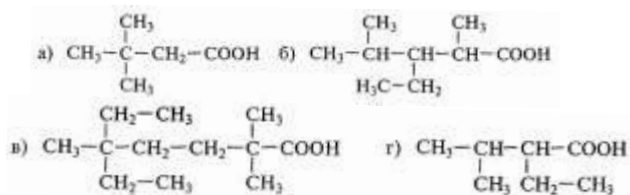
7. Какой объем водорода необходимо затратить на превращение этаналь массой 11 кг в этанол?

8. При окислении альдегида массой 8,6 г аммиачным раствором оксида серебра выделялось серебро массой 21,6 г. Вычислите молекулярную массу альдегида. Напишите структурные формулы возможных изомеров и назовите их по женевской номенклатуре.

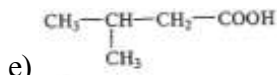
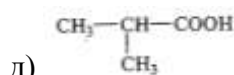
9. В двух пробирках находятся уксусный альдегид и этиленгликоль. Как при помощи гидроксида меди (II) определить, где какое вещество? Напишите уравнения соответствующих реакций.

10. Напишите уравнения реакций взаимодействия с гидроксидом меди (II): а) уксусного альдегида; б) пропаналь; в) бутаналь; г) 2-метилбутаналь; д) 3-метилпентаналь.

11. При окислении технического препарата уксусного альдегида массой 0,5 г аммиачным раствором оксида серебра (I) образовался металл массой 2,16 г. Определите массовую долю ацетальдегида в техническом препарате.



12. Назовите по международной номенклатуре следующие карбоновые кислоты:



13. Напишите структурные формулы изомеров валериановой кислоты и назовите их по международной (систематической) номенклатуре.

14. Напишите структурные формулы следующих карбоновых кислот:

а) 2-метилбутановой; б) 2,2-диметилпропановой; в) 2,4,4-триметилгексановой;
 г) 2,2,4,4-тетраметил-3,5-диэтилгептановой.

15. Какое соединение получится при восстановлении водородом этановой кислоты?

16. Какое соединение получится при восстановлении водородом олеиновой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$?

17. Какая предельная одноосновная кислота получится при окислении: а) этанола; б) метанола; в) пропионового альдегида?

18. Сколько граммов кислоты и спирта надо взять для получения муравьино-этилового эфира массой 37 г?

19. Какой объем водорода при нормальных условиях выделится при действии на уксусную кислоту магния массой 8 г?

20. Сколько граммов муравьиной кислоты окислилось аммиачным раствором оксида серебра, если в результате реакции получено серебро количеством вещества 0,1 моль? Какой объем оксида углерода (IV) при этом выделился?

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://new.znaniium.com/read?id=80002>. с. 27-34)
2. напишите структурные формулы и формулы состава этих веществ;
3. назовите все вещества по систематической номенклатуре;
4. выполните индивидуальное задание.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.2. Химическая термодинамика

Практическое занятие № 11

Решение задач по теме: «Термодинамические расчеты»

Цель работы: научиться рассчитывать тепловые эффекты реакций и теплоты образования веществ, определять направление самопроизвольного течения химических реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить простейшие термодинамические расчеты;
- определять направление самопроизвольного течения химических реакций.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

Научиться решать типовые задачи:

- 1 Применение следствия из закона Гесса.
- 2 Определение возможности самопроизвольного протекания физико-химического процесса.

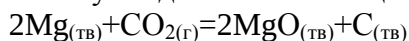
Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.46-48).
2. Повторите основные понятия, изученные в теме «Химическая термодинамика», законы термохимии и термодинамики.
3. Законспектируйте условие самопроизвольного течения физико-химических процессов, основные формулы (математические выражения законов термодинамики, следствия из закона Гесса).
4. Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на применение следствия из закона Гесса и определение направления самопроизвольного протекания физико-химических процессов.
5. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача №1.

Пользуясь данными таблицы приложения в конце методички, вычислить ΔH^0 реакции:



Алгоритм решения.

По данным таблицы приложения стандартные энтальпии образования углекислого газа и оксида магния равны.

$$\Delta H^0_{\text{CO}_2} = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{\text{MgO}} = -601,8 \text{ кДж/моль}$$

Стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю, т.е. $\Delta H^0_{\text{Mg}} = \Delta H^0_{\text{C}} = 0$.

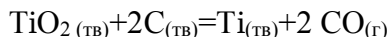
Стандартная энтальпия реакции равна:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 2 \cdot \Delta H^0_{\text{MgO}} - \Delta H^0_{\text{CO}_2} = 2 \cdot (-601,8) - (-393,5) = -810,1 \text{ кДж.}$$

Ответ: $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = -810,1 \text{ кДж.}$

Задача № 2.

Пользуясь справочными данными, установите, возможно ли при температурах 298 К и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме:



Зависимостью ΔH^0 и ΔS^0 от температуры пренебречь.

Алгоритм решения.

По таблице приложения находим:

$$\Delta G_{\text{TiO}_2}^0 = -888,6 \text{ кДж/моль} \quad S_{\text{TiO}_2}^0 = 50,3 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{\text{CO}}^0 = -137,1 \text{ кДж/моль} \quad S_{\text{C}}^0 = 5,7 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{TiO}_2}^0 = -943,0 \text{ кДж/моль} \quad S_{\text{Ti}}^0 = -30,6 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{CO}}^0 = -110,5 \text{ кДж/моль} \quad S_{\text{CO}}^0 = 197,5 \text{ кДж/моль}$$

Стандартные энтальпии образования и энергии Гиббса простых веществ равны нулю, т.е.

$$\Delta H_{\text{C}}^0 = \Delta H_{\text{Ti}}^0 = 0.$$

По закону Гесса для рассматриваемой реакции:

$$\Delta G_{\text{х.р.}}^0 = 2\Delta G_{\text{CO}}^0 - \Delta G_{\text{TiO}_2}^0 = 2 \cdot (-137,1) - (-888,6) = 614,4 \text{ кДж.}$$

Поскольку $\Delta G^0 > 0$, восстановление TiO_2 при 298 К графитом невозможно.

$$\text{Для расчета } \Delta G_{\text{х.р.}}^{2500} = \Delta H_{\text{х.р.}}^0 - T \cdot \Delta S_{\text{х.р.}}^0 = \Delta H_{\text{х.р.}}^0 - 2500 \cdot \Delta S_{\text{х.р.}}^0.$$

Находим:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = 2 \cdot \Delta H_{\text{CO}}^0 - \Delta H_{\text{TiO}_2}^0 = 2 \cdot (-110,5) - (-943,0) = 722,0 \text{ кДж.}$$

Аналогично вычисляем:

$$\Delta S_{\text{х.р.}}^0 = (S_{\text{Ti}}^0 + 2 \cdot S_{\text{CO}}^0) - (S_{\text{TiO}_2}^0 - 2 \cdot S_{\text{C}}^0) = (30,6 + 2 \cdot 197,5) - (50,3 - 2 \cdot 5,7) = 363,9 \text{ Дж/К.}$$

Изменение энергии Гиббса реакции при температуре 2500 К равно:

$$\Delta G_{\text{х.р.}}^{2500} = \Delta H_{\text{х.р.}}^0 - 2500 \cdot \Delta S_{\text{х.р.}}^0 \cdot 10^{-3} = 722,0 - 2500 \cdot 363,9 \cdot 10^{-3} = -187,75 \text{ кДж}$$

$\Delta G_{\text{х.р.}}^{2500} = -187,75 \text{ кДж} < 0$, следовательно при $T=2500 \text{ К}$ восстановление TiO_2 графитом возможно.

Ответ: $\Delta G_{\text{х.р.}}^0 = 614,4 \text{ кДж} > 0$, восстановление TiO_2 при 298 К графитом невозможно. $\Delta G_{\text{х.р.}}^{2500} = -187,75 \text{ кДж} < 0$, следовательно при $T=2500 \text{ К}$ восстановление TiO_2 графитом возможно.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.3. Химическая кинетика

Практическое занятие № 12

Решение задач и упражнений по теме кинетические расчеты. Химическое равновесие

Цель работы: научиться выполнять кинетические расчеты, определять константу равновесия реакции, на основе расчетов делать выводы об изменении скорости и направления смещения химического равновесия реакций.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить кинетические расчеты;
- применять принцип Ле-Шателье для определения условий смещения химического равновесия.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

- 1 Применение закона Вант-Гоффа, закона действующих масс в решении задач на изменение скорости химических реакций.
- 2 Определение скорости, константы равновесия химической реакции.
- 3 Применение принципа Ле-Шателье для определения условий смещения химического равновесия.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.49-54).
2. Повторите основные понятия химической кинетики.
3. Законспектируйте формулы для определения скорости реакции в гомогенных и гетерогенных системах, основные положения принципа Ле-Шателье, закон Вант-Гоффа, закон действия масс и выражение константы равновесия химической реакции в общем виде.
4. Проанализируйте и осмыслите примеры решения типовых задач на применение законов Вант-Гоффа и действующих масс, принципа Ле-Шателье.
5. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры выполнения типовых задач

Задача №1.

Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Определите, как изменится скорость реакции при повышении температуры от 60 до 100°C?

Дано:

$$\gamma = 2,5$$

$$T_1 = 60^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 100^\circ\text{C}$$

Алгоритм решения.

Зависимость скорости реакции от температуры описывается *правилом Вант-Гоффа*:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = ?$$

где v_{T_1} и v_{T_2} - скорости реакции при температурах T_1 и T_2 ; γ - температурный коэффициент.

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2,5^{\frac{100 - 60}{10}} = 2,5^4 = 39,06.$$

Ответ: скорость реакции изменится в 39,06 раз (увеличится в 39,06 раз).

Задача № 2.

При некоторой температуре реакция заканчивается за 90 секунд. На сколько градусов изменилась температура системы, если реакция закончилась за 10 секунд. Температурный коэффициент скорости $\gamma = 2,5$.

Алгоритм решения.

Установим связь между временем и скоростью протекания реакции: чем больше скорость

(V), тем меньше время (τ) реакции, то есть $V = \frac{1}{\tau}$, используя правило Вант-Гоффа получим: $\frac{V_2}{V_1} = \frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$, подставим цифровые данные задачи $\frac{90}{10} = 2,5^{\frac{\Delta T}{10}}$, прологарифмируем: $\lg 9 = \frac{\Delta T}{10} \lg 2,5$.

Откуда $0,9542 = \frac{\Delta T}{10} 0,3979$, $\Delta T = 24^0$

Так как $\tau_1 > \tau_2$, $V_1 < V_2$, следовательно, температура повысилась на 24^0 .

Ответ: $\Delta T = 24^0$.

Задача № 3.

Определите скорость реакции, если за 2 минуты концентрация исходного вещества изменилась с 2 моль/л до 0,2 моль/л.

Дано:

$$\Delta \tau = 2 \text{ мин}$$

$$C_1 = 2$$

моль/л

$$C_2 = 0,2$$

моль/л

$$v = ?$$

Алгоритм решения.

Средняя скорость описывается

уравнением

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

О скорости реакции можно судить, измеряя концентрацию исходных веществ или продуктов. Концентрация исходного вещества с течением времени постепенно уменьшается и ΔC имеет знак «-», а концентрация продукта увеличивается и ΔC имеет знак «+».

1) Определение изменения концентрации:

$$\Delta C = C_2 - C_1 = 0,2 - 2 = -1,8 \text{ моль/л.}$$

2) Определение скорости реакции:

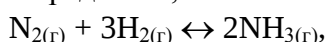
$$\Delta \tau = 2 \text{ мин} = 120 \text{ сек}$$

$$v = -\frac{1,8 \text{ моль/л}}{120 \text{ сек}} = 0,015 \text{ моль/(л} \cdot \text{сек)}.$$

Ответ: $v = 0,015 \text{ моль/(л} \cdot \text{сек)}.$

Задача № 4.

Определите, как изменится скорость прямой реакции



если концентрацию водорода увеличить в 2 раза?

Алгоритм решения.

1) Запишем выражение закона действия масс для данной прямой реакции:

$$v^0 = k[N_2] \cdot [H_2]^3.$$

2) При увеличении концентрации водорода в 2 раза скорость прямой реакции будет равна:

$$v = k[N_2][2H_2]^3 = 8k[N_2] \cdot [H_2]^3.$$

3) Определим, как изменится скорость при увеличении концентрации водорода в 2 раза:

$$\frac{\nu}{\nu^0} = \frac{8k[N_2] \cdot [H_2]^3}{k[N_2] \cdot [H_2]^3} = 8.$$

Ответ: при увеличении концентрации водорода в 2 раза скорость реакции увеличивается в 8 раз.

Задача № 5.

Определите константу равновесия системы $2A_{(г)} + B_{(тв)} \leftrightarrow C_{(г)}$, если равновесные концентрации веществ равны: $[A]_{равн} = 2$ моль/л, $[C]_{равн} = 0,2$ моль/л.

Алгоритм решения.

Запишем выражение константы равновесия для данной реакции и рассчитаем ее:

$$K_{равн} = \frac{[C]}{[A]^2}; \quad K_{равн} = \frac{0,2}{2^2} = \frac{0,2}{4} = 0,05.$$

Ответ: $K_{равн} = 0,05$.

Задача №6 .

При некоторой температуре в системе $C_{(тв)} + CO_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{(г)}$ равновесные концентрации веществ равны $CO_2 = 0,5$ моль/л. $[CO] = 0,2$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальную концентрацию CO_2 .

Алгоритм решения.

$$K_{равн} = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} = \frac{0,2^2}{0,5} = 0,08$$

1. Вычислим константу равновесия:

2. Определим исходную концентрацию CO_2 .

Условимся считать, что к началу реакции отсутствовали продукты реакции. По уравнению реакции видно, что 2 моля CO получается из 1 моля CO_2 , значит 0,2 моля CO получится из 0,1 моля CO_2 . Следовательно прореагировало 0,1 моль/л CO_2 , тогда начальная концентрация была $0,5 + 0,1 = 0,6$ моль/л, так как осталось 0,5 моль/л.

Решение удобно оформлять в виде таблицы:

Вещество	Начальная концентрация моль/л	Прореагировало моль/л	Образовалось моль/л	Равновесные концентрации моль/л
CO_2	$0,5 + 0,1 = 0,6$	0,1	—	0,5
CO	0	—	0,2	0,2

Ответ: $K_{равн} = 0,08$; $[CO_2]_{нач.} = 0,6$ моль/л.

Задача № 7.

Константа равновесия реакции $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ при некоторой температуре равна 0,4. Сколько процентов водорода подвергается превращению в хлороводород при этой температуре, если смешать 2 моля водорода с 3 молями хлора?

Алгоритм решения.

1. Выразим равновесные концентрации реагирующих веществ и подставим их в выражение константы равновесия. Для этого сделаем предположение, что прореагировало x молей H_2 , тогда по уравнению реакции видно, что Cl_2 прореагировало столько же, а HCl образовалось $2x$ моля. Следовательно, равновесные концентрации:

$$K_{равн.} = \frac{[HCl]^2}{[H_2] \cdot [Cl_2]} = 0,4, \quad \text{отсюда} \quad 0,4 = \frac{(2x)^2}{(2-x) \cdot (3-x)}$$

$$1,8x^2 + x - 1,2 = 0$$

$$x_1 = -1,2; \quad x_2 = 0,58$$

Вещество	Начальная концентрация моль/л	Прореагировало моль/л	Образовалось моль/л	Конечные (равновесные) конц. моль/л
H ₂	2	x	—	2-x
Cl ₂	3	x	—	3-x
HCl	0	—	2x	2x

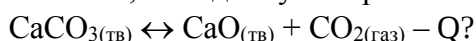
Отрицательное значение корня отбрасываем, значит, прореагировало 0,58 моля водорода.
2. Выразим прореагировавшее количество

водорода в процентах от начального $\frac{0,58}{2} \cdot 100\% = 29\%$, то есть 29% водорода превратится в хлороводород.

Ответ: 29% водорода превратится в хлороводород.

Задача №8.

Укажите, как сдвинуть вправо химическое равновесие системы:



Алгоритм решения.

Для решения задачи необходимо ответить на вопрос: какие факторы (температура, давление, концентрации) и каким образом (повысить или понизить) нужно изменить, чтобы сдвинуть вправо химическое равновесие системы? Направление смещения химического равновесия определяется принципом Ле-Шателье:

Внешнее воздействие (t, P, c) на равновесную систему сдвигает равновесие в направлении той реакции, которая приводит к уменьшению этого воздействия.

Применим принцип Ле-Шателье для решения задачи:

1. Реакция в прямом направлении протекает с уменьшением температуры (тепло поглощается), значит, чтобы равновесие сдвинуть вправо по принципу Ле-Шателье температуру нужно увеличить, то есть нагревать систему.
2. Реакция вправо идет с увеличением числа газовых молекул, то есть с увеличением давления, значит, чтобы сдвинуть равновесие вправо нужно давление уменьшить.
3. Нужно уменьшить концентрацию CO₂, чтобы равновесие сдвинуть вправо.

Форма представления результата: оформленная работа с выполненными индивидуальными заданиями по вариантам (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 3.4. Теория растворов электролитов и неэлектролитов

Практическое занятие №13

Решение задач: «Расчеты осмотического давления». Решение задач: «Расчеты температур кипения, замерзания растворов».

Цель работы: научиться определять зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры опытным путем.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– определять зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры опытным путем.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы, столы лабораторные
Надставки для стола;

Задание:

1. Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
2. Определение зависимости скорости реакции от температуры
3. Определение зависимости скорости реакции от температуры

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Заполните таблицы, постройте графики, используя полученную опытным путем и расчетную информацию.
- 4 Сравните данные, полученные опытным путем, с табличными.
- 5 Оформите отчет, сформулируйте выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт №1. Определение зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Порядок выполнения опыта:

1. Пронумеруйте четыре стаканчика, в которых будете проводить реакции.
2. В каждый стаканчик налейте по 2 мл раствора H_2SO_4 (0,2 М концентрации).
3. Пронумеруйте четыре отградуированных пробирки и налейте в них соответственно раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,2 М концентрации) и дистиллированной воды как указано в таблице.

№ стаканчика	Объем			Концентрация в момент реакции		$\Delta \tau$	$v = \frac{1}{\Delta \tau}$	$K' = t g \alpha$	$K' = \frac{K'}{[\text{H}_2\text{SO}_4]}$
	H_2SO_4 0,2 м	H_2O	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,2 м	H_2SO_4	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$				
	мл	мл	мл	моль/л	моль/л	с	с ⁻¹		

1	2	0	8						
2	2	2	6						
3	2	4	4						
4	2	6	2						

4. Влейте в 1-ый стаканчик содержимое 1-ой пробирки, одновременно включите секундомер.

5. Отметьте время $\Delta\tau$ (сек) до появления белого осадка (лучше до первого помутнения, используя черный экран).

6. Аналогично проделайте опыт с остальными растворами.

7. Выполните расчеты и постройте график:

– рассчитайте концентрацию серной кислоты и тиосульфата натрия в реакционных смесях по формулам:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{см}} = \frac{[\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{смеси}}} \text{ (моль/л)}$$

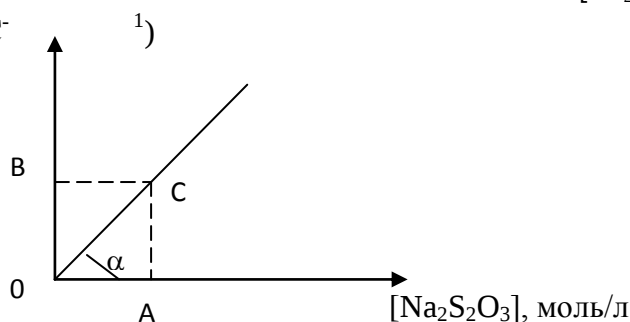
$$[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_{\text{см}} = \frac{[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V_{\text{смеси}}} \text{ (моль/л)}$$

– рассчитайте скорость реакции в четырех стаканчиках: $v = \frac{1}{\Delta\tau} \text{ (с}^{-1}\text{)}$

– постройте график в координатах $v = \frac{1}{\Delta\tau}$ и $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$

– определите тангенс угла наклона прямой $\text{tg}\alpha = \frac{\Delta V}{\Delta[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]} = K'$,

$$v = \frac{1}{\tau} \text{ (с}^{-1}\text{)}$$



$$\text{tg}\alpha = \frac{CA}{OA}$$

– определите константу скорости реакции: $K = \frac{K'}{[\text{H}_2\text{SO}_4]}$.

8. Результаты расчетов запишите в таблицу.

Опыт № 2. Определение зависимости скорости реакции от температуры (определение энергии активации реакции).

Порядок выполнения опыта:

1. В четыре пронумерованные пробирки налейте по 2 мл 0,2 М раствора H_2SO_4 и 3 мл H_2O , в другие четыре пронумерованные пробирки налейте по 2 мл 0,2 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и по 3 мл воды (дистиллированной).

2. Все пробирки поставьте в водяную «баню» или термостат. Измерьте температуру «бани» или термостата, запишите.

3. Проведите реакцию одновременно слив растворы в стаканчик из обеих первых пробирок и включив секундомер.

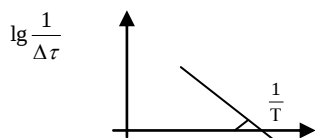
4. Отметьте время до начала выпадения осадка элементарной серы (помутнение).

5. Тот же опыт проделайте еще три раза, подняв температуру на 10^0 , 20^0 , 30^0 выше первоначальной. (Пробирки с растворами при каждой температуре выдерживайте в термостате несколько минут).

6. Результаты опыта занесите в таблицу.

№ опыта	t^0	$T=t^0+273$	$\frac{1}{T}$	$\Delta\tau$	$\frac{1}{\Delta\tau}$	$\lg \frac{1}{\Delta\tau}$	E
	^0C	K	K^{-1}	с	с^{-1}		
1							
2							
3							
4							

7. Постройте график в координатах $\lg \frac{1}{\Delta\tau} - \frac{1}{T}$, выбрав соответствующий масштаб.



8. Определите тангенс угла наклона прямой $\text{tg}\alpha$ и рассчитайте энергию активации реакции: $E=2,3 \cdot R \cdot \text{tg}\alpha$; (Дж/моль) ($R=8,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{K}}$)

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполненные таблицы, построенные графики, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.5. Основы проведения количественного анализа

Практическое занятие № 14

Выполнение расчетов в количественном анализе (весовом) анализе

Цель работы: научиться выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе, находить практическое применение гравиметрическим методам анализа.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– выполнять расчеты в гравиметрическом (весовом) анализе.

Материальное обеспечение:

тематические плакаты и таблицы

Задание:

1. Определение массы и процентного содержания определяемого вещества.
2. Определение массы и процентного содержания примесей в веществе.
3. Определение массы и процентного содержания влаги в веществе.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями (<https://academia-moscow.ru/reader/?id=400999> с.79-84).
2. Повторите сущность и основные операции гравиметрического анализа.
3. Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на проведении расчетов в гравиметрическом анализе.
4. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры решения типовых задач

Расчеты в весовом анализе выполняются с точностью, которая определяется точностью взвешивания на аналитических весах.

Расчет результатов для первого и второго вариантов весового анализа сводится к определению, какую долю от массы взятой навески составляет масса выделенной составной части.

Задача № 1.

Для определения содержания влаги взята навеска хлорида натрия 2,08 г. После высушивания до постоянной массы получено 1,99 г. Рассчитайте содержание влаги W (%).

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание влаги по формуле

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (m_1 - m_2)/m_1,$$

где m_1 и m_2 – масса навески хлорида натрия до и после высушивания, соответственно, г.

$$W\%_{\text{влаги}} = 100\% \cdot (2,08 - 1,99)/2,08 = 4,33\%.$$

Ответ: $W\%_{\text{влаги}} = 4,33\%$.

Задача № 2. Для определения содержания золы взята навеска каменного угля 0,9214 г. После прокаливания до постоянной массы получено 0,0103 г. Рассчитайте содержание золы X (%).

Алгоритм решения.

Рассчитаем содержание золы по формуле: $X\%_{\text{зола}} = 100\% \cdot m_2 / m_1$, где m_1 и m_2 – масса навески каменного угля до и после прокаливания до постоянной массы, соответственно, г.

$$X\%_{\text{зола}} = 100\% \cdot 0,0103 / 0,9212 = 1,118\%.$$

Ответ: $X\%_{\text{зола}} = 1,118\%$.

Расчет результата для третьего варианта весового анализа состоит из двух частей:

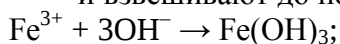
а) сначала определяют, сколько граммов определяемого компонента содержится в весовой форме;

б) затем определяют, какой процент составляет компонент от массы взятой навески.

Задача № 3. Из навески 0,2017 г сплава железа после соответствующих операций получено 0,0871 г Fe_2O_3 . Определите, сколько процентов железа содержится в сплаве.

Алгоритм решения.

1. В ходе анализа сплав растворяют в кислоте, затем катионы Fe^{3+} осаждают раствором аммиака и полученный аморфный осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ высушивают и прокаливают до Fe_2O_3 и взвешивают до постоянной массы.



2. Следовательно, 1 моль весовой формы Fe_2O_3 можно получить из 2 молей железа Fe.

Составляем пропорцию и решаем ее:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 16 \cdot 3 = 159,8 \text{ г/моль}; M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ г/моль}.$$

$$111,7 \text{ г (Fe)} - 159,8 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3); \quad x = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8};$$

$$x \text{ г (Fe)} - 0,0871 \text{ г (Fe}_2\text{O}_3).$$

3. Затем находим процентное содержание железа в сплаве:

$$W\%(\text{Fe}) = \frac{111,7 \cdot 0,0871}{159,8 \cdot 0,2017} \cdot 100\% = 30,20\%.$$

Ответ: $W\%(\text{Fe}) = 30,20\%$.

Если обозначить: массу навески – g (г); массу весовой формы – G (г); аналитический фактор пересчета – $F = M_{\text{опр. комп.}} / M_{\text{весовой формы}}$, то получим общую формулу расчета в весовом анализе:

$$W_{\text{опр.}}(\%) = F_{\text{опр./вес.}} \cdot \frac{G}{g} \cdot 100\%.$$

Форма представления результата: выполнение индивидуальных заданий по вариантам.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

1.1 Основные понятия и законы химии

Лабораторное занятие №1 «Реакции ионного обмена»

Цель работы: научиться проводить реакции ионного обмена. Составлять уравнения реакций в молекулярной ионной и краткой ионной форме.

Выполнив эту работу, Вы будете:

уметь:

- определять среду растворов веществ;
- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить реакции взаимодействия солей с кислотами, щелочами и между собой.

Оборудование и реактивы: реактивный штатив с набором реактивов (щелочи, кислоты, соли), индикаторы, пробирки, пипетки, промывалка с дистиллированной водой.

Материальное обеспечение:

Столы лабораторные, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой;

Оборудование и реактивы: мерные колбы, воронки, бойки, фиксанал серной кислоты H_2SO_4 , дистиллированная вода (д. H_2O), промывалка, карандаш по стеклу, конические колбы, мерные пипетки градуированные и неградуированные, капельница, спиртовой раствор фенолфталеина, бюретка, теххимические весы с разновесками, стакан химический стеклянный, сухой КОН (едкое кали), стеклянная палочка.

Задание:

- 1 Определение процентного содержания кислоты в образце исследуемого раствора.
- 2 Определение процентного содержания щелочи в образце исследуемого раствора.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Опыт № 1. Взаимодействие кислот и оснований (реакция нейтрализации).

Порядок выполнения работы:

1. Налейте в пробирку 5-10 капель раствора щелочи и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Наблюдайте изменение цвета.
2. Затем добавляйте по 1 капле раствора кислоты (HCl или H_2SO_4), встряхивая пробирку. Отметьте изменение цвета с малинового до бесцветного после прибавления некоторого количества кислоты.
3. Почему раствор обесцветился не сразу?
4. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
5. Сделайте вывод о том, что образуется в результате реакции нейтрализации.

Опыт № 2. Действие на растворы солей растворами щелочей.

Порядок выполнения опыта:

1. В одну пробирку налейте 5-10 капель раствора соли железа (III)-(FeCl_3), в другую соли меди (II)-(CuSO_4).
2. В обе пробирки по каплям приливайте раствор щелочи (KOH или NaOH).
3. Наблюдайте образование осадков бурого и голубого цвета.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
5. Сделайте вывод о взаимодействии солей со щелочами.

Опыт № 3. Действие на растворы солей растворами кислот.

Порядок выполнения опыта:

1. В пробирку налейте 10 капель раствора соды – карбоната натрия Na_2CO_3 .
2. Добавьте по каплям раствора кислоты (HCl или H_2SO_4).
3. Наблюдайте выделение газа.
4. Написав уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, объясните, пузырьки какого газа выделяются.
5. Сделайте вывод о взаимодействии солей с кислотами.

Опыт № 4. Взаимодействие солей между собой.

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора соли $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$) и прилейте 1-2 капли раствора иодида калия KI. Наблюдайте образование желтого осадка иодида свинца (II) PbI_2 .
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.
3. Сделайте вывод о взаимодействии солей.

Опыт № 5. Действие растворов солей, кислот и щелочей на индикаторы. Гидролиз солей

Порядок выполнения работы:

1. На полоску универсальной индикаторной бумажки нанесите по 1 капле раствора соляной или серной кислоты (HCl, H_2SO_4), раствора щелочи (KOH или NaOH) и дистиллированной воды. Отметьте цвет, запишите в таблицу. По шкале универсальной индикаторной бумаги определите значение pH растворов, запишите в таблицу.
2. В одну пробирку налейте 5 капель кислоты (любой), во вторую пробирку 5 капель раствора щелочи, в третью дистиллированную воды. Добавьте во все пробирки немного д. H_2O и по 1-2 капли раствора фенол-фталейна. Отметьте цвет раствора. Запишите в таблицу.
3. На полоску универсальной индикаторной бумажки нанесите по 1 капле раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (FeCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeSO_4), раствора Na_2CO_3 (K_2CO_3 , NaCH_3COO) и раствора NaCl (KCl, Na_2SO_4). Отметьте цвет, запишите в таблицу. По шкале универсальной индикаторной бумаги определите значение pH растворов, запишите в таблицу.
4. Сделайте вывод о действии растворов веществ на индикаторы, определите реакцию среды растворов, учитывая, что при $\text{pH} \approx 7$ – среда нейтральная, при $\text{pH} > 7$ – среда щелочная, а при $\text{pH} < 7$ – среда кислая. Заполните последний столбец таблицы.
5. По значению среды растворов заполните в таблице строки столбца, указывающего на цвет индикатора фенолфталейна в растворах солей. Подтвердите свои выводы опытным путем. В три пробирки налейте по 5 капель растворов соответствующих солей, используемых в п. 3. Добавьте во все пробирки немного д. H_2O и по 1-2 капли раствора фенолфталейна. Отметьте цвет раствора.

Таблица наблюдений:

Раствор вещества	Цвет индикатора		pH раствора (по шкале универ. индикат. бум.)	Среда раствора
	Фенолфталейн	Универсальный		

HCl (H ₂ SO ₄)				
KOH (NaOH)				
H ₂ O				
Al ₂ (SO ₄) ₃ (FeCl ₃)				
Na ₂ CO ₃				
NaCl (Na ₂ SO ₄)				

6. Напишите уравнения электролитической диссоциации каждого из веществ.

7. Объясните, присутствием каких ионов обусловлены кислая среда и щелочная среда растворов.

8. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах

Форма предоставления результата

Отчет о проделанной работе, уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, выводы на каждый опыт, вывод по всей лабораторной работе.

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 1.1 Основные понятия и законы химии

Лабораторное занятие № 2

Качественные реакции на хлорид-, сульфат-, силикат- и карбонат- ионы.

Цель работы: научиться составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде; проводить реакции взаимодействия солей с кислотами и между собой; проводить качественные реакции взаимодействия на хлорид-, сульфат-, силикат- и карбонат-анионы.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде;
- проводить реакции взаимодействия солей с кислотами и между собой;
- проводить качественные реакции взаимодействия на хлорид-, сульфат-, силикат- и карбонат-анионы.

Материальное обеспечение:

Столы лабораторные, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой; Реактивный штатив с набором реактивов (щелочи, кислоты, соли), пробирки, пипетки.

Задание:

1. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
2. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
3. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
4. Провести опыты.
5. Оформить лабораторную работу.

Ход работы:

Опыт № 1. Обнаружение хлорид-аниона Cl^- .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора соли $NaCl$ (KCl или раствора соляной кислоты HCl) и прилейте 1-2 капли раствора нитрата серебра $AgNO_3$. Наблюдайте образование белого творожистого осадка хлорида серебра $AgCl$.
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.

Опыт № 2. Обнаружение сульфат-аниона SO_4^{2-} .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора, содержащего сульфат-анион SO_4^{2-} (Na_2SO_4 , $ZnSO_4$, $FeSO_4$, H_2SO_4 и т.п.) и прилейте 1-2 капли раствора хлорида бария $BaCl_2$. Наблюдайте образование белого кристаллического осадка сульфата бария $BaSO_4$.
2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.

Опыт № 3. Обнаружение силикат-аниона SiO_3^{2-} .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора, содержащего силикат-анион SiO_3^{2-} (Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 и т.п. или клей силикатный канцелярский) и прилейте 1-2 капли раствора соляной HCl или

серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдайте образование кремниевой кислоты H_2SiO_3 в виде студня или белых хлопьев.

2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета образовавшихся осадков и исходных растворов и названия веществ.

Опыт № 4. Обнаружение карбонат-аниона CO_3^{2-} .

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в пробирку 2-3 капли раствора, содержащего карбонат-анион CO_3^{2-} (Na_2CO_3 , K_2CO_3 , NaHCO_3 и т.п.) и прилейте 1-2 капли раствора соляной HCl или серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдайте выделение пузырьков газа. Какой газ выделяется?

2. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, отметьте цвета исходных и образовавшихся растворов и названия веществ.

Форма предоставления результата

Отчет о проделанной работе, уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, выводы на каждый опыт, вывод по всей лабораторной работе.

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 1.2 Растворы. Способы выражения концентраций растворов

Лабораторное занятие № 3

Определение плотности растворов различной концентрации

Цель работы: научиться определять плотность растворов

Выполнив работу, Вы будете

уметь:

1. Определить относительную плотность заданного раствора с помощью пикнометра (см. теоретическую часть). Расчеты привести в тетради.
2. Определить относительную плотность заданного раствора с помощью ареометра.
3. Сравнить относительные плотности раствора, полученные разными методами и сравнить со справочными данными.

Материальное обеспечение:

Столы лабораторные, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой; Оборудование и реактивы: набор ареометров, пикнометры, цилиндры для определения плотности с помощью ареометра, хим. воронки, растворы некоторых веществ (CuSO_4 , K_2CrO_7 , Na_2SO_4).

Задание:

1. Определение процентного содержания кислоты в образце исследуемого раствора.
2. Определение процентного содержания щелочи в образце исследуемого раствора.

Порядок выполнения работы:

1. Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
2. Выполните практическую часть работы.
3. Проведите расчет.
4. Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Жидкость, плотность которой надо определить, наливают в цилиндр. Ареометр погружать в жидкость следует осторожно, не выпуская его из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Тогда ареометр осторожно отпускают, и ареометр принимает нужное положение. Ареометр должен находиться в центре цилиндра, ни в коем случае не касаться стенок цилиндра или быть к ним очень близко, т.к. положение ареометра в цилиндре отражается на точности показаний. Точно так же совершенно не допустимо, чтобы ареометр касался дна цилиндра. Отчет приводят по делениям шкалы ареометра. Деление, против которого устанавливается верхний мениск (в случае окрашенных растворов) или нижний мениск жидкости (в случае неокрашенных растворов) характеризует величину плотности. После определения ареометр обмывают водой, вытирают и убирают специальный футляр или в ящик.

Если определяют относительную плотность жидкости не растворимой в воде, то ареометр обмывают каким-нибудь растворителем. Ареометр требует осторожного обращения, так как его легко разбить.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 2.3. Кислородосодержащие органические вещества

Лабораторное занятие № 4

Определение сред растворов различных классов веществ с помощью различных индикаторов.

Цель работы: определение pH растворов кислот, оснований и солей различными методами (растворы индикаторов, универсальная индикаторная бумага); изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с процессом гидролиза, определить, от каких факторов и как зависит глубина гидролиза.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- Определять pH растворов;
- Определение pH раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги;
- Определять Реакцию среды растворов различных средних солей;
- Описывать случаи полного гидролиза.
-

Материальное обеспечение:

Столы лабораторные, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой; реактивный штатив с набором реактивов (щелочи, кислоты, соли), пробирки, пипетки.

Задание:

6. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
7. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
8. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
9. Провести опыты.
10. Оформить лабораторную работу.

Ход работы:

Основные понятия: ионное произведение воды, водородный показатель среды pH, гидролиз.

Реактивы:

1. 0,1 н. раствор соляной кислоты HCl;
2. 0,1 н. раствор гидроксида натрия NaOH;
3. буферные растворы с pH 5,0 и 8,0;
4. хлорид калия KCl кристаллический;
5. сульфат алюминия $Al_2(SO_4)_3$ кристаллический;
6. силикат натрия Na_2SiO_3 кристаллический;
7. ацетат натрия CH_3COONa кристаллический;
8. ацетат аммония CH_3COONH_4 кристаллический;
9. 0,5 М раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;
10. 0,5 М раствор сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$;
11. растворы фенолфталеина, лакмуса, метилового оранжевого, метилового красного;
12. универсальная индикаторная бумага.

Вспомогательное оборудование:

1. пробирки;
2. стеклянная палочка.

Опыт №1. Визуально-колориметрический метод определения pH раствора.

Существуют различные методы определения pH растворов. Одним из методов является колориметрический метод, основанный на применении реагентов, которые изменяют окраску в зависимости от концентрации ионов водорода. Такие реагенты называют кислотно-основными индикаторами. Они представляют собой слабые органические кислоты или основания, недиссоциированные молекулы и ионы которых имеют разную окраску при различных значениях pH. Интервал pH, в котором индикатор меняет свою окраску, называют интервалом pH перехода окраски индикатора.

Например, равновесия ионизации лакмуса и фенолфталеина в растворах могут быть представлены следующими схемами:

а) лакмус:

б) фенолфталеин:

Равновесие диссоциации индикатора может смещаться под действием кислот или оснований влево или вправо соответственно. Так, в растворе лакмуса в интервале значений pH от 0 до 5,0 (до интервала перехода) в растворе будет преобладать протонированная форма индикатора, и раствор окрасится в красный цвет. При $\text{pH} > 8,0$ (за интервалом перехода) в растворе в большем количестве присутствуют депротонированные частицы индикатора и раствор имеет синюю окраску. В интервале перехода и протонированная, и депротонированная формы индикатора присутствуют в соизмеримых количествах, поэтому раствор имеет промежуточную окраску, то есть фиолетовую. Сопоставляя действие исследуемого раствора на различные индикаторы нетрудно определить pH исследуемого раствора (см. табл. 1).

Таблица 1. Интервалы перехода окраски некоторых кислотно-основных индикаторов

Индикатор	Интервал pH перехода окраски	Окраска до интервала перехода	Окраска в интервале перехода	Окраска за интервалом перехода
метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	красный	оранжевый	оранжево-желтый
метиловый красный	4,4 – 6,2	красный	оранжевый	желтый
лакмус	5,0 – 8,0	красный	фиолетовый	синий
фенолфталеин	8,0 – 9,8	бесцветный	бледно-розовый	малиновый

Для проведения эксперимента получите у преподавателя исследуемый раствор. Возьмите 4 пробирки. Поместите в каждую пробирку одинаковое количество (2-3 см³) раствора и добавьте по капле растворы имеющихся индикаторов. Отметьте цвет раствора в каждой пробирке. Результаты исследований оформите в виде таблицы. На основании полученных данных определите значение pH выданного раствора.

Таблица 2. Результаты исследования pH растворов

Индикатор	Окраска исследуемого раствора	Порядок величины pH раствора	pH исследуемого раствора
Метиловый оранжевый Метиловый красный Лакмус Фенолфталеин			

Опыт №2. Определение pH раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги.

pH исследуемого раствора можно определить не только с помощью индикатора, но и с помощью индикаторной бумаги, например, лакмусовой. Лакмусовая бумага представляет собой полоску фильтровальной бумаги, пропитанной раствором лакмуса, который предварительно подкрашивают добавлением очень малого количества кислоты (“красная лакмусовая бумага”) или щелочи (“синяя лакмусовая бумага”). Если при нанесении стеклянной палочкой на синюю лакмусовую бумагу капли исследуемого раствора она краснеет, то реакция раствора кислая pH. 5. Посинение красной лакмусовой бумаги от капли исследуемого раствора показывает, что он имеет щелочную реакцию pH 8. Применение бумаги требует меньшей затраты раствора, однако окраски получатся менее яркими и, кроме того, несколько изменятся в связи с адсорбцией бумагой растворенных веществ. Удобнее пользоваться так называемыми “универсальными индикаторами”, это смеси отдельных индикаторов, изменяющие окраску в широком интервале pH. Также используют индикаторную бумагу, пропитанную раствором универсального индикатора и высушенную. К пачке бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какие окраски принимает бумага при различных величинах pH.

Для проведения опыта стеклянной палочкой нанесите на полоску универсальной индикаторной бумаги 1-2 капли исследуемого раствора. Сразу же сравните окраску сырой бумаги с цветной шкалой. Сделайте вывод о значении pH исследуемого раствора. Укажите реакцию его среды и вычислите концентрацию ионов водорода.

Опыт №3. Реакция среды растворов различных средних солей.

Практика показывает, что не только растворы кислот и оснований, но и солей могут иметь щелочную или кислую реакцию, причиной чего является процесс гидролиза.

Обменное взаимодействие ионов соли водой, в результате которого образуются слабый электролит и происходит смещение равновесия диссоциации воды, называется гидролизом. Процесс гидролиза, определяющийся в первую очередь природой соли, преимущественно протекает по иону слабого электролита:

1. Соли сильного основания и сильной кислоты при растворении в воде не гидролизуются, и раствор соли имеет нейтральную реакцию;
2. Соли сильного основания и слабой кислоты подвергаются гидролизу по аниону, раствор соли имеет щелочную реакцию;
3. Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты будет протекать по катиону, раствор соли имеет кислую реакцию;
4. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и кислотой протекает одновременно и по катиону, и по аниону, реакция среды в растворах подобных солей зависит от относительной силы кислоты и основания.

Реакции гидролиза, как правило, обратимы. Необратимо гидролизуются только те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных продуктов. Такой тип гидролиза характерен для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. При растворении в воде таких солей образуются малодиссоциирующие кислота и основание.

В шесть пробирок налейте нейтральный раствора лакмуса. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной, а в остальные добавьте по одному микрошпателью солей: в первую – ацетата натрия CH_3COONa , во вторую – сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, в третью – силиката натрия Na_2SiO_3 , в четвертую – ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, в пятую – хлорида калия.

Какой реакции среды следует ожидать в растворах указанных средних солей?

Размешайте раствор в каждой пробирке отдельной палочкой. Как изменилась окраска раствора лакмуса при добавлении каждой соли? Какая реакция среды характеризуется получившимся цветом лакмуса?

Повторите опыт, используя вместо кристаллических солей их 0,1 н. растворы, а раствор лакмуса замените универсальной индикаторной бумагой.

Результаты наблюдений оформите в виде таблицы.

Таблица 3. Результаты исследования pH растворов некоторых средних солей с использованием раствора лакмуса.

№ п/п	Формула соли	Окраска лакмуса	Порядок pH в растворе	Окраска универсальной индикаторной бумаги	pH раствора
ожидаемая	фактическая				

В результате какого процесса могли появиться избыточные ионы H^+ или OH^- в водных растворах средних солей?

Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза соответствующих солей. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции лишь для первой ступени, так как практически при данной концентрации раствора последующие ступени гидролиза протекают очень слабо. Сформулируйте определение процесса гидролиза и сделайте общий вывод о реакции водных растворов солей, образованных:

- сильным основанием и сильной кислотой
- сильным основанием и слабой кислотой;
- слабым основанием и сильной кислотой;
- слабым основанием и слабой кислотой.

Опыт № 4. Особые случаи полного гидролиза.

В две пробирки внесите по 6-8 капель раствора трихлорида алюминия. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора сульфата аммония, в другую – раствор карбоната натрия. Наблюдайте в обеих пробирках выпадение осадка гидроксида алюминия, сопровождающееся в первом случае газообразного сероводорода (отметьте запах), в другом – пузырьков диоксида углерода.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Почему в данных реакциях не образуются сульфид и карбонат алюминия? Почему хлорид алюминия подвергается ступенчатому гидролизу, а сульфид алюминия – полному?

Форма предоставления результата

Отчет о проделанной работе, уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, выводы на каждый опыт, вывод по всей лабораторной работе.

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 2.4 Амины. Аминокислоты. Белки

Лабораторное занятие № 5

«Обнаружение органических веществ специфическими реакциями».

Цель работы:

1. Научиться проводить несложные реакции по обнаружению белка в объектах;
2. Научиться определять по появлению соответствующего окрашивания различия белка в объектах

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- Проводить несложные реакции по обнаружению белка в объектах;
- Научиться определять по появлению соответствующего окрашивания наличие белка в объектах;

Материальное обеспечение:

Столы лабораторные, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой

- реактивный штатив;
- пробирки;
- нагревательный элемент;
- растворы белка;

Растворы гидроксида натрия или калия, сульфата меди (соли тяжелых металлов (например, свинца);

- концентрированная азотная кислота;
- дистиллированная вода.

Задание:

1. Вспомнить правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ.
2. Прочитать инструкцию по проведению опытов.
3. Приготовить необходимую химическую посуду и оборудование для проведения опытов.
4. Провести опыты.
5. Оформить лабораторную работу.

Порядок выполнения работы:

1. Изучите порядок выполнения опытов
2. Составьте уравнения реакций к каждому опыту.
3. Сделайте выводы по работе

Ход работы:

Цветные реакции белков

В три пробирки налейте по 0,5 мл раствора яичного белка.

Опыт №1. Обнаружение пептидных связей (биуретовая реакция)

В первую пробирку налейте по несколько капель щелочи (KOH или NaOH) и раствора CuSO_4 . Наблюдайте появление красно-фиолетового окрашивания.

Опыт №2. Обнаружение бензольных колец (ксантопротеиновая реакция)

Во вторую пробирку добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты HNO_3 (Осторожно!). Наблюдайте появление ярко-желтого осадка, доказывающего наличие бензольного кольца в молекуле белка.

Опыт №3. Обнаружение серы в молекулах белка (сульфгидрильная реакция)

1. В третью пробирку добавьте несколько капель раствора ацетата свинца (II)- $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ и щелочи, нагрейте. Наблюдайте выпадение черного осадка PbS . Доказывающего наличие серы в молекуле белка.

2. Сделайте заключение о реакциях обнаружения белка в объектах.

Форма представления результата:

Отчет о проделанной работе, уравнение реакции в молекулярной и ионной формах, выводы на каждый опыт, вывод по всей лабораторной работе.

Критерии оценки: оценка индивидуальных образовательных достижений по результатам текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации производится в соответствии с универсальной шкалой:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 ÷ 100	5	отлично
80 ÷ 89	4	хорошо
70 ÷ 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	не удовлетворительно

Тема 2.4 Амины. Аминокислоты. Белки

Лабораторное занятие № 6

«Обнаружение органических веществ специфическими реакциями».

Цель работы: научиться обнаруживать органические вещества

Выполнив работу, Вы будете:

- проводить несложные реакции по обнаружению глюкозы (альдегидов), крахмала объектах;
- составлять схемы превращений веществ различных классов.

Материальное обеспечение:

Стол� лабораторные, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой.

Реактивный штатив, пробирки, пипетки, нагревательный элемент, растворы глюкозы, сахарозы, крахмала, растворы гидроксида натрия или калия, сульфата меди (II), нитрата серебра, аммиака, иода, дистиллированная вода.

Задание:

Обнаружение глюкозы, сахарозы, крахмала

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Обнаружение глюкозы



Порядок выполнения опыта

1. В тщательно вымытую пробирку налейте 0,5 мл раствора нитрата серебра.
2. Добавьте в нее разбавленный раствор аммиака до растворения образующегося осадка Ag_2O .
3. Затем добавьте в пробирку раствора формальдегида, ацетальдегида или глюкозы и осторожно нагрейте.
4. Наблюдайте образование «серебряного зеркала» на стенках пробирки.
5. Составьте схему превращения.
6. Во вторую пробирку налейте 0,5 мл сульфата меди (II) – CuSO_4 .
7. Добавьте раствора щелочи KOH или NaOH до образования голубого осадка.
8. Затем налейте раствор формальдегида, ацетальдегида или глюкозы, нагрейте.
9. Наблюдайте образование красного осадка оксида меди (I) Cu_2O .
10. Составьте схему превращений.

Опыт №2. Свойства сахарозы

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 3–4 капли раствора сульфата меди (II) – CuSO_4 .
2. Добавьте раствора щелочи KOH или NaOH до образования голубого осадка.
3. Добавьте в пробирку 3 мл раствора сахарозы и смесь взболтайте.
4. При встряхивании наблюдайте растворение голубого осадка гидроксида меди (II) и образование синего раствора сахарата меди (II).
5. Сделайте вывод о свойствах сахарозы.

Опыт №3. Обнаружение крахмала

Порядок выполнения опыта

1. В пробирку налейте 0,5 мл раствора крахмала (крахмального клейстера).
2. Добавьте к нему несколько капель спиртового раствора иода.
3. Наблюдайте образование синего окрашивания.
4. Нагрейте пробирку и наблюдайте исчезновение окраски.
5. После охлаждения содержимого вновь наблюдайте появление синей окраски.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

4.3. Коллоидные системы

Лабораторное занятие № 7

Получение коллоидных растворов: золя канифоли, марганца диоксида, железа гидроксида

Цель работы: научиться получать коллоидные растворы; проводить их коагуляцию и защиту; наблюдать явление рассеяния света коллоидными растворами.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- получать коллоидные растворы;
- проводить их коагуляцию и защиту;
- по интенсивности рассеянного света сравнивать коллоидные растворы в зависимости от их концентрации.

Материальное обеспечение:

Стол� лабораторные, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой.

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: электроплитка, водяная баня, пробирки, реактивный штатив, стаканчик, дистиллированная вода, 1 % раствор хлорида железа (III) – FeCl_3 ; 1М раствора NaCl , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , AlCl_3 , коллоидный раствор гидроксида железа (III) из опыта 1; 1%-ый раствор желатина, 1%-ый раствор крахмала.

Задание:

- 1 Получение коллоидных растворов, проведение их коагуляции и защиты.
- 2 Наблюдение явления рассеяния света (опалесценция) коллоидными растворами.

Краткие теоретические сведения:

Методы получения коллоидных растворов (золей)

Методы получения золей делятся на две группы:

1. *Диспергирование* – дробление крупных частиц до коллоидной дисперсности:
 - а) механическое дробление в мельницах и в специальных дробилках;
 - б) дробление под действием ультразвука (гидрозоли серы, графита, полимеров, органополиметаллов);
 - в) электрическое диспергирование при помощи вольтовой дуги;
 - г) условно к методам диспергирования относится *пептизация*: добавление к свежеприготовленному рыхлому осадку диспергируемого вещества электролита – стабилизатора, под действием которого частицы осадка отделяются друг от друга и переходят во взвешенное состояние.
2. *Конденсация* – это метод получения золей укрупнением частиц (молекул, атомов, ионов) до размера коллоидных частиц:
 - а) конденсация паров (туман, дым);
 - б) замена растворителя (при добавлении к истинному раствору растворителя, в котором вещество не растворяется, происходит укрупнение частиц (агрегатирование));
 - в) в результате химической реакции с обязательными условиями:
 - образование малорастворимого вещества;
 - малая концентрация реагирующих веществ;
 - избыток одного из реагентов в качестве стабилизатора.

Общие условия получения коллоидных систем независимо от применяемых методов:

- 1) нерастворимость вещества дисперсной фазы в дисперсионной среде;
- 2) достижение частицами коллоидной дисперсности;
- 3) наличие стабилизатора, который сообщает системе агрегативную устойчивость.

Коагуляция коллоидных растворов – это процесс укрупнения (слипания) коллоидных частиц с последующей потерей устойчивости коллоидного раствора.

Методы коагуляции:

1. Добавление электролитов приводит к уменьшению заряда коллоидной частицы, а, следовательно, к уменьшению силы отталкивания между ними.

Минимальная концентрация электролита в растворе, вызывающая коагуляцию называется *порогом коагуляции*. Коагулирующей способностью обладают только ионы, имеющие тот же знак заряда, что и противоионы. Коагулирующая способность уменьшается с уменьшением заряда иона-коагулятора.

Например:



Состояние коллоидной системы, когда заряд коллоидных частиц становится равен нулю называется *изoeлектрическим состоянием*.

2. Коагуляцию коллоидных растворов можно вызвать нагреванием или замораживанием.

3. Коагуляция коллоидных растворов может проходить и под влиянием механических воздействий: перемешивания, центрифугирования и т.д.

Устойчивость коллоидных растворов обусловлена:

- 1) наличием зарядов одинакового знака на коллоидных частицах, поэтому они отталкиваются и не могут укрупниться и седиментировать;
- 2) наличием гидратных (или сольватных) оболочек, препятствующих слипанию коллоидных частиц (образуются, если дисперсионная среда имеет полярные молекулы – H_2O , спирт);
- 3) наличием в коллоидных растворах высокомолекулярных веществ, которые, адсорбируясь на поверхности частицы, образуют защитный слой. Это явление получило название *коллоидной защиты*.

Оптические свойства коллоидных растворов

При прохождении света через дисперсную систему может наблюдаться:

- 1) поглощение лучей определенных длин волн, что свойственно любым системам;
- 2) отражение света поверхностью частиц, если размер частиц значительно больше длины волны света (проявляется в мутности суспензий, эмульсий);
- 3) рассеяние световых лучей во всех направлениях имеет место, если длина их волны соизмерима с величиной частиц, что характерно для коллоидных растворов.

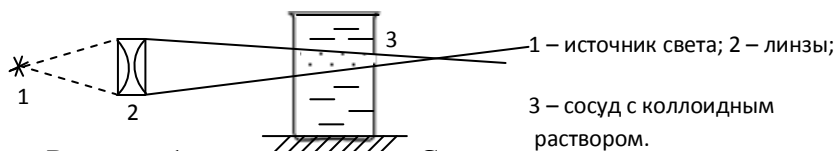


Рисунок 1 – Схема

Путь прохождения светового пучка при наблюдении сбоку (Тиндаля), что было названо *опалесценцией*.

эффекта Тиндаля
пучка через коллоидный раствор
светящимся конусом (*конусом*

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, заполните таблицу, сформулируйте и запишите в отчет ответы на вопросы по каждому опыту.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Получение золя гидроксида железа (III)

Порядок выполнения опыта:

1. Вскипятите 10 мл дистиллированной воды в стаканчике на 50 мл.
2. Не прекращая нагревания, прилейте по каплям к этой воде 1 мл 1%-го раствора FeCl_3 .
3. Наблюдайте образование красно-коричневого коллоидного раствора гидроксида железа (III).
4. Напишите уравнение гидролиза соли хлорида железа (III).
5. Составьте схему строения мицеллы полученного золя, пользуясь алгоритмом (см. Практическое занятие № 10)
6. Коллоидный раствор охладите, и разлейте в 6 пробирок: 4 пробирки для опыта 2 и две пробирки для опыта 3.

Опыт № 2. Проведение коагуляции гидроксида железа (III) электролитами

Порядок выполнения опыта:

1. Считая капли, прилейте раствор NaCl к коллоидному раствору $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в 1-пробирке до образования рыжего осадка (число капель запишите в таблицу).
2. Тот же опыт проделайте с другими электролитами, результаты запишите в таблицу.
3. Зная заряд коллоидной частицы золя (опыт 1) укажите, какие ионы являются для данного золя коагулянтами.
4. Сравните коагулирующую способность указанных выше ионов-коагулянтов, записав их в ряд по возрастающей.
5. Объясните, от чего, зависит коагулирующая способность ионов.

№ пробирки	Коллоидный раствор	Электр олит	Число капель электролита
1	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	NaCl	
2	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_2SO_4	
3	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_3PO_4	
4	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	AlCl_3	

Опыт № 3. Проведение коллоидной защиты

Порядок выполнения опыта:

1. В две пробирки с гидрозолем железа (III) прибавьте по 5 капель в одну – 1%-го раствора крахмала, в другую – 1%-го раствора желатина.
2. В каждую пробирку, взбалтывая, прибавляйте по каплям раствор Na_2SO_4 . Подсчитайте число капель, подвергшихся коагуляции в каждой пробирке.
3. Объясните с точки зрения явления коллоидной защиты, почему на коагуляцию гидрозоля в разных пробирках потребовалось различное количество электролита.

Опыт № 4. Явление рассеяния света коллоидными растворами

Порядок выполнения опыта:

1. Налейте в три пробирки 1, 2, 3 капли раствора AgNO_3 , прилейте в них дистиллированной воды до одинакового объема по метке, и по десять капель раствора KI .
2. Пронаблюдайте во всех пробирках опалесценцию, вызванную рассеянием света коллоидными частицами AgI .
3. Напишите уравнение реакции образования и схему мицеллы золя йодида серебра, если йодид калия взят в избытке.
4. Сравните интенсивность рассеянного света в зависимости от концентрации золя йодида серебра.

Сформулируйте общие выводы по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполнение таблицы, составленные схемы уравнений наблюдаемых процессов, схемы мицелл получаемых зольей, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 4.4. Микрогетерогенные системы

Лабораторное занятие № 8

Изучение процессов набухания и студнеобразования крахмала, желатина и различных видов зерен

Цель работы: изучение влияния природы растворенных веществ на набухание желатина, влияния концентрации полимера на скорость студнеобразования

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- определять зависимость степени набухания желатина от pH среды;
- определение зависимости скорости студнеобразования от концентрации полимера.

Материальное обеспечение:

Стол лабораторный, надставки для стола, тематические плакаты и таблицы, Шкафы для посуды и оборудования; Шкаф для хранения химических реактивов, (450*900*2100 мм.); Шкафы сушильные; Щипцы тигельные; Шкаф вытяжной с мойкой.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Оборудование и реактивы: пробирки, штатив, линейка, дистиллированная вода, раствор кислоты, раствор щелочи различных концентраций, желатин сухой, крахмал, зерна; термостат, промывалка с дистиллированной водой, водяная баня, секундомер (часы).

Задание:

1. Определение зависимости степени набухания желатина от pH среды.
2. Определение зависимости скорости студнеобразования от концентрации полимера.

Краткие теоретические сведения:

Набухание полимеров

Набухание – это самопроизвольный процесс поглощения растворителя высокомолекулярным веществом, сопровождающийся увеличением массы и объема полимера.

В результате ограниченного набухания полимер превращается в *студень*, неограниченного – переходит в раствор. Характер набухания зависит от температуры.

Набухание представляет собой процесс одностороннего смешивания, при котором молекулы растворителя благодаря подвижности проникают в пространство между молекулами или частями молекул ВМС.

$$\text{Степень набухания } \alpha = \frac{m - m_0}{m_0},$$

где m и m_0 – масса полимера после и до набухания.

Степень набухания зависит от pH раствора, для белков она минимальна в изоэлектрической точке.

Студнеобразование и синерезис

Студни – это многокомпонентные нетекучие системы, содержащие высокомолекулярные вещества и низкомолекулярный растворитель.

Основное свойство студней – отсутствие текучести объясняется образованием сетчатой структуры из макромолекул полимера и его частей. Связи между ними являются результатом взаимодействия полярных групп. В ячейках этой сетчатой структуры находится низкомолекулярная жидкость.

Студень можно получить при ограниченном набухании полимера в растворителе или потере текучести раствора полимера. Основным условием образования студня из раствора является ограниченная растворимость полимера в растворителе.

Факторы, влияющие на студнеобразование:

а) понижение температуры способствует снижению растворимости, переход раствора в студень осуществляется непрерывно и не характеризуется определенной температурой;

б) застудневание начинается при определенной критической концентрации для системы, при концентрации ниже критической студень не образуется;

в) застудневание лучше протекает при pH, близких к изоэлектрической точке.

Синерезис – отделение из студня жидкости, сопровождаемое уменьшением его размеров при сохранении формы.

Порядок выполнения работы:

1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.

2 Выполните практическую часть работы.

3 Отметьте наблюдения, заполните таблицу, постройте график, сформулируйте и запишите в отчет ответы на вопросы по каждому опыту.

4 Оформите отчет, сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Определение степени набухания желатина и влияние на нее pH среды

Порядок выполнения опыта:

1. Отградуировать по высоте четыре пробирки и внести в них небольшое одинаковое количество сухого желатина h_1 .

2. В первую пробирку налейте 5 мл. раствора соляной (HCl) кислоты с концентрацией 0,1 моль/л; во вторую – 5 мл. раствора щелочи (KOH) с концентрацией 0,1 моль/л; в третью – 5 мл дистиллированной воды; в четвертую – 0,001 мл раствора HCl.

3. Содержимое пробирок перемешайте и оставьте набухать на 1 час. Периодически перемешивайте растворы.

4. По истечении часа измерьте высоту слоя набухшего желатина в каждой пробирке h_2 .

5. Результаты опыта запишите в таблицу.

6. Рассчитайте степень набухания желатина в каждой пробирке по форме:

$$\alpha = \frac{h_2 - h_1}{h_1} * 100$$

№ пробирки	Высота слоя желатина, (h_1) см	Концентрация H^+ Моль/л	pH	Высота слоя желатина, (h_2) см	Степень набухания, (α) %
1		10^{-1}	1		

2		10^{-13}	13		
3		10^{-7}	7		
4		10^{-3}	3		

7. Объясните влияние pH среды на степень набухания. При каком значении pH наблюдается самая большая степень набухания белков?

*Опыт № 2. Определение влияния концентрации полимера на
скорость студнеобразования*

Порядок выполнения опыта:

1. В три отградуированные пробирки насыпьте разное количество желатина по высоте 0,25 см, 0,5 см, 0,75 см. Налейте во все пробирки по 5 мл дистиллированной воды и оставьте набухать на 20-30 минут.

2. Нагрейте пробирки в кипящей водяной бане до полного растворения желатина.

3. Пробирки взболтайте и поставьте охлаждаться в термостат до -10°C .

4. Отметьте время от момента начала охлаждения до образования студня в каждой пробирке – время застудневания.

Примечание: процесс застудневания считается законченным, если раствор желатина не выливается при переворачивании пробирки.

5. Результаты опыта запишите в таблицу.

№ пробир ки	Концентраци я желатина (%), об	Время застудневан ия (τ), мин	Скорость застудневан ия, $v=1/\tau$, мин^{-1}	Механиче ские свойства студня
1	0,25			
2	0,50			
3	0,75			

6. Постройте график зависимости скорости набухания от концентрации желатина в объемных процентах, сделайте вывод.

Сформулируйте общие выводы по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, заполненные таблицы, построенный график, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

**Тема 5.2. Основы проведения качественного анализа. Качественный анализ катионов.
Качественный анализ анионов.**

**Лабораторное занятие № 9
Качественные реакции катионов K, Mg, Fe**

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных катионов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных катионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтровальная бумага, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов, индикаторов.

Задание:

Обнаружение катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения катионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения катиона Ag^+

К нескольким каплям раствора соли нитрата серебра, помещенных в две пробирки, прилить в одну раствор соляной кислоты HCl, а в другую – раствор хромата калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте образование белого творожистого, а во второй – кирпично-красного осадка. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 2. Выполнение реакции обнаружения катиона Pb^{2+}

К 4-5 каплям раствора соли свинца $Pb(NO_3)_2$ добавьте 4-5 капель иодида калия. Наблюдайте образование желтого осадка PbI_2 . Составьте уравнение реакции.

Примечание: если полученный осадок отделить, при кипячении растворить в уксусной кислоте CH_3COOH , то при медленном охлаждении PbI_2 выпадет в виде золотистых кристаллов-чешуек.

Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения катиона Ba^{2+}

В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора соли бария ($BaCl_2$ или $Ba(NO_3)_2$). В одну пробирку добавьте несколько капель раствора Na_2SO_4 или H_2SO_4 , а в другую – раствора хромата

калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте выпадение белого кристаллического осадка, а во второй – желтого осадка $BaCrO_4$. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения катиона Ca^{2+}

В пробирку налейте 4-5 капель раствора соли $CaCl_2$, добавьте несколько капель оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$. Наблюдайте образование белого осадка CaC_2O_4 , нерастворимого в отличие от BaC_2O_4 в уксусной кислоте CH_3COOH . Составьте уравнение реакции обнаружения.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения катиона Al^{3+}

На полоску фильтрованной бумаги нанесите 1 каплю раствора соли алюминия ($AlCl_3$ или $Al_2(SO_4)_3$), поместите это пятно над склянкой с концентрированным раствором аммиака (NH_4OH) на 1-2 мин. Нанесите 1 каплю спиртового раствора ализарина или алюминона. Осторожно подсушите бумагу и наблюдайте появление красного пятна.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения катиона Zn^{2+}

К 1-2 каплям раствора соли цинка ($ZnSO_4$) прибавьте 1 мл ацетатной буферной смеси, 2-3 капли 1 Н раствора тиосульфата натрия и 1 мл раствора дитизона. Наблюдайте образование малиново-красного раствора комплексной соли.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения катиона Fe^{2+}

К 2-3 каплям раствора соли Fe^{2+} (например, $FeSO_4$) прибавьте 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте образование темно-синего осадка турнбулевой сини. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 8. Выполнение реакций обнаружения Fe^{3+}

В две пробирки налейте по несколько капель соли Fe^{3+} (например, $FeCl_3$), затем в одну пробирку добавьте несколько капель раствора роданида аммония NH_4CNS , а в другую пробирку – 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли раствора гексацианоферрита (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте в первой пробирке образование кроваво-красного окрашивания, а во второй – синий осадок берлинской лазури. Составьте уравнения проведенных реакций.

Опыт № 9. Выполнение реакции обнаружения катиона Cu^{2+}

К нескольким каплям раствора соли меди (например, $CuSO_4$) приливайте по каплям раствор аммиака NH_4OH до появления голубого осадка $Cu(OH)_2$ и дальше избыток NH_4OH до образования раствора красивого сине-фиолетового цвета. Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 10. Выполнение реакции обнаружения катиона NH_4^+

а) в пробирку налейте 2-3 капли раствора соли аммония (NH_4Cl или $(NH_4)_2SO_4$), добавьте 4-5 капель реактива Несслера, наблюдайте образование красно-бурого осадка.

б) на часовое стекло или в фарфоровую чашечку налейте несколько капель раствора соли NH_4^+ , прилейте 4-5 капель раствора $NaOH$ и быстро накройте стеклом с приклеенной с внутренней стороны смоченной дистиллированной водой индикаторной бумажкой. Подогрейте реакционную смесь, индикаторная бумажка должна изменить цвет: лакмусовая или универсальная посинеть, фенолфталеиновая – покраснеть.

Объясните, почему меняется цвет индикаторной бумажки, составьте уравнения протекающих реакций.

Опыт № 11. Выполнение реакции обнаружения K^+

К нескольким каплям раствора содержащего K^+ (среда должна быть нейтральная), прибавьте несколько капель раствора гексанитро-кобальтата (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$, потрите палочкой о стенки пробирки. Наблюдайте образование желтого осадка. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 12. Выполнение реакции обнаружения Na^+

К нескольким каплям раствора, содержащего Na^+ (среда должна быть нейтральной), добавьте несколько капель раствора дигидроантимоната калия KH_2SbO_4 . Наблюдайте образование белого мелкокристаллического осадка. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

**Тема 5.2. Основы проведения качественного анализа. Качественный анализ катионов.
Качественный анализ анионов.**

**Лабораторное занятие № 10
Качественные реакции катионов Ca, Al, Mn**

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных катионов.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных катионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтровальная бумага, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов, индикаторов.

Задание:

Обнаружение катионов I, II, III, IV, V и VI аналитических групп.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, законспектировав в отчет по лабораторной работе краткие теоретические сведения.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения катионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения катиона Ag^+

К нескольким каплям раствора соли нитрата серебра, помещенных в две пробирки, прилить в одну раствор соляной кислоты HCl, а в другую – раствор хромата калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте образование белого творожистого, а во второй – кирпично-красного осадка. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 2. Выполнение реакции обнаружения катиона Pb^{2+}

К 4-5 каплям раствора соли свинца $Pb(NO_3)_2$ добавьте 4-5 капель иодида калия. Наблюдайте образование желтого осадка PbI_2 . Составьте уравнение реакции.

Примечание: если полученный осадок отделить, при кипячении растворить в уксусной кислоте CH_3COOH , то при медленном охлаждении PbI_2 выпадет в виде золотистых кристалло-чешуек.

Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения катиона Ba^{2+}

В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора соли бария ($BaCl_2$ или $Ba(NO_3)_2$). В одну пробирку добавьте несколько капель раствора Na_2SO_4 или H_2SO_4 , а в другую – раствора хромата

калия K_2CrO_4 . В первой пробирке наблюдайте выпадение белого кристаллического осадка, а во второй – желтого осадка $BaCrO_4$. Составьте уравнения проделанных реакций.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения катиона Ca^{2+}

В пробирку налейте 4-5 капель раствора соли $CaCl_2$, добавьте несколько капель оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$. Наблюдайте образование белого осадка CaC_2O_4 , нерастворимого в отличие от BaC_2O_4 в уксусной кислоте CH_3COOH . Составьте уравнение реакции обнаружения.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения катиона Al^{3+}

На полоску фильтрованной бумаги нанесите 1 каплю раствора соли алюминия ($AlCl_3$ или $Al_2(SO_4)_3$), поместите это пятно над склянкой с концентрированным раствором аммиака (NH_4OH) на 1-2 мин. Нанесите 1 каплю спиртового раствора ализарина или алюминона. Осторожно подсушите бумагу и наблюдайте появление красного пятна.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения катиона Zn^{2+}

К 1-2 каплям раствора соли цинка ($ZnSO_4$) прибавьте 1 мл ацетатной буферной смеси, 2-3 капли 1 Н раствора тиосульфата натрия и 1 мл раствора дитизона. Наблюдайте образование малиново-красного раствора комплексной соли.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения катиона Fe^{2+}

К 2-3 каплям раствора соли Fe^{2+} (например, $FeSO_4$) прибавьте 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте образование темно-синего осадка турнбулевой сини. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 8. Выполнение реакций обнаружения Fe^{3+}

В две пробирки налейте по несколько капель соли Fe^{3+} (например, $FeCl_3$), затем в одну пробирку добавьте несколько капель раствора роданида аммония NH_4CNS , а в другую пробирку – 1-2 капли раствора HCl и 1-2 капли раствора гексацианоферрита (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте в первой пробирке образование кроваво-красного окрашивания, а во второй – синий осадок берлинской лазури. Составьте уравнения проведенных реакций.

Опыт № 9. Выполнение реакции обнаружения катиона Cu^{2+}

К нескольким каплям раствора соли меди (например, $CuSO_4$) приливайте по каплям раствор аммиака NH_4OH до появления голубого осадка $Cu(OH)_2$ и дальше избыток NH_4OH до образования раствора красивого сине-фиолетового цвета. Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 10. Выполнение реакции обнаружения катиона NH_4^+

а) в пробирку налейте 2-3 капли раствора соли аммония (NH_4Cl или $(NH_4)_2SO_4$), добавьте 4-5 капель реактива Несслера, наблюдайте образование красно-бурого осадка.

б) на часовое стекло или в фарфоровую чашечку налейте несколько капель раствора соли NH_4^+ , прилейте 4-5 капель раствора $NaOH$ и быстро накройте стеклом с приклеенной с внутренней стороны смоченной дистиллированной водой индикаторной бумажкой. Подогрейте реакционную смесь, индикаторная бумажка должна изменить цвет: лакмусовая или универсальная посинеть, фенолфталеиновая – покраснеть.

Объясните, почему меняется цвет индикаторной бумажки, составьте уравнения протекающих реакций.

Опыт № 11. Выполнение реакции обнаружения K^+

К нескольким каплям раствора содержащего K^+ (среда должна быть нейтральная), прибавьте несколько капель раствора гексанитро-кобальтата (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$, потрите палочкой о стенки пробирки. Наблюдайте образование желтого осадка. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 12. Выполнение реакции обнаружения Na^+

К нескольким каплям раствора, содержащего Na^+ (среда должна быть нейтральной), добавьте несколько капель раствора дигидроантимоната калия KH_2SbO_4 . Наблюдайте образование белого мелкокристаллического осадка. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.2. Основы проведения качественного анализа. Качественный анализ катионов. Качественный анализ анионов.

Лабораторное занятие № 11 Качественные реакции анионов Cl, Br, I

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных анионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтры, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов и индикаторов.

Задание:

Обнаружение анионов I, II и III аналитических групп.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения анионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

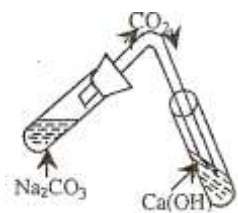
Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения сульфат-аниона SO_4^{2-}

Налейте в пробирку несколько капель раствора, содержащего сульфат-ион SO_4^{2-} , прилейте несколько капель раствора HCl, до кислой среды по универсальной индикаторной бумажке и добавьте 2-3 капли раствора *реагента* BaCl₂ (хлорида бария). Наблюдайте образование белого кристаллического осадка BaSO₄. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 2. Выполнение реакций обнаружения карбонат-аниона CO_3^{2-}

В пробирку с газоотводной трубкой налейте 4-5 капель раствора Na₂CO₃, добавьте несколько капель *кислоты* HCl, выделяющийся углекислый газ CO₂ пропустите через известковую воду Ca(OH)₂. Наблюдайте помутнение из-за выпадения осадка CaCO₃. Составьте уравнения двух протекающих реакций.



Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения силикат-аниона SiO_3^{2-}

При добавлении к раствору, содержащему силикат-анион SiO_3^{2-} , а) кислоты или б) соли аммония NH₄Cl образуется кремниевая кислота в виде студня или белых хлопьев. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения сульфид-аниона S^{2-}

В пробирку налейте несколько капель раствора соли Na₂S, добавьте несколько капель 2 N раствора HCl и прикройте пробирку фильтровальной бумагой, смоченной раствором ацетата

свинца $Pb(CH_3COO)_2$. Наблюдайте почернение бумаги в результате образования черного сульфида свинца PbS . Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения хлорид-аниона Cl^-

К нескольким каплям раствора $NaCl$ прилейте несколько капель раствора нитрата серебра $AgNO_3$. Наблюдайте образование белого творожистого осадка $AgCl$. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения нитрат-аниона NO_3^-

На часовое стекло нанесите 2-3 капли раствора $NaNO_3$, поместите в центр кристаллик железного купороса $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ и 1 каплю конц. H_2SO_4 . Наблюдайте вокруг кристалла бурое окрашивание в виде кольца в результате образования комплекса $[Fe(NO)]SO_4$.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения ацетат-аниона CH_3COO^-

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора соли ацетата натрия CH_3COONa , добавьте несколько капель HCl , ощутите запах уксусной кислоты. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

**Тема 5.2. Основы проведения качественного анализа. Качественный анализ катионов.
Качественный анализ анионов.**

**Лабораторное занятие № 12
Качественные реакции анионов NO₃, SO₄, SO₃**

Цель работы: научиться проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить качественные реакции обнаружения основных анионов I, II и III аналитических групп;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных анионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости.

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтры, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов и индикаторов.

Задание:

Обнаружение анионов I, II и III аналитических групп.

Порядок выполнения работы:

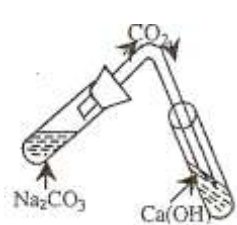
- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения анионов.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

Опыт № 1. Выполнение реакций обнаружения сульфат-аниона SO₄²⁻

Налейте в пробирку несколько капель раствора, содержащего сульфат-ион SO₄²⁻, прилейте несколько капель раствора HCl, до кислой среды по универсальной индикаторной бумажке и добавьте 2-3 капли раствора *реагента* BaCl₂ (хлорида бария). Наблюдайте образование белого кристаллического осадка BaSO₄. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 2. Выполнение реакций обнаружения карбонат-аниона CO₃²⁻



В пробирку с газоотводной трубкой налейте 4-5 капель раствора Na₂CO₃, добавьте несколько капель *кислоты* HCl, выделяющийся углекислый газ CO₂ пропустите через известковую воду Ca(OH)₂. Наблюдайте помутнение из-за выпадения осадка CaCO₃. Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 3. Выполнение реакций обнаружения силикат-аниона SiO₃²⁻

При добавлении к раствору, содержащему силикат-анион SiO₃²⁻, а) кислоты или б) соли аммония NH₄Cl образуется кремниевая кислота в виде студня или белых хлопьев. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 4. Выполнение реакции обнаружения сульфид-аниона S²⁻

В пробирку налейте несколько капель раствора соли Na₂S, добавьте несколько капель 2 N раствора HCl и прикройте пробирку фильтровальной бумагой, смоченной раствором ацетата

свинца $Pb(CH_3COO)_2$. Наблюдайте почернение бумаги в результате образования черного сульфида свинца PbS . Составьте уравнения двух протекающих реакций.

Опыт № 5. Выполнение реакции обнаружения хлорид-аниона Cl^-

К нескольким каплям раствора $NaCl$ прилейте несколько капель раствора нитрата серебра $AgNO_3$. Наблюдайте образование белого творожистого осадка $AgCl$. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения нитрат-аниона NO_3^-

На часовое стекло нанесите 2-3 капли раствора $NaNO_3$, поместите в центр кристаллик железного купороса $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ и 1 каплю конц. H_2SO_4 . Наблюдайте вокруг кристалла бурое окрашивание в виде кольца в результате образования комплекса $[Fe(NO)]SO_4$.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения ацетат-аниона CH_3COO^-

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора соли ацетата натрия CH_3COONa , добавьте несколько капель HCl , ощутите запах уксусной кислоты. Составьте уравнение реакции.

Сделайте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов

Тема 5.3. Качественный анализ неизвестного вещества

Лабораторное занятие 13 Анализ неизвестного вещества

Цель работы: научиться проводить систематический анализ неизвестного вещества по кислотно-щелочной классификации и обнаруживать основные катионы, анионы в их смеси.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- проводить систематический анализ неизвестного вещества по кислотно-щелочной классификации;
- обнаруживать основные катионы и анионы в их смеси;
- составлять схемы уравнений качественных реакций обнаружения основных катионов и анионов.

Материальное обеспечение:

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, таблица растворимости

Оборудование и реактивы: пробирки, палочки, пипетки, воронки, фильтры, центрифуга, электроплитка, водяная баня, реактивный штатив с набором необходимых кислот, щелочей, солей, реагентов и индикаторов.

Задание:

1 Определение катионов в составе пробы.

2 Определение анионов в составе пробы.

Порядок выполнения работы:

1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.

2 Выполните практическую часть работы.

3 Отметьте наблюдения, составьте уравнения проведенных реакций обнаружения катионов и анионов.

4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

1.Получите от преподавателя пробу неизвестного вещества.

2. Проведите визуальные исследования.

3. Проведите исследования при растворении в воде.

4. Проведите исследования при растворении пробы в кислоте.

5. Проведите исследования при действии на пробу раствором щелочи.

6. Выполните систематический анализ неизвестного вещества, если в результате предварительных испытаний Вы не смогли определить состав пробы.

Ход систематического анализа смеси катионов после предварительных испытаний

1) отделяют I аналитическую группу (Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}) действием HCl (фильтрат содержит II, III, IV, V, VI группы).

2) отделяют II аналитическую группу (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}) действием H_2SO_4 (фильтрат содержит III, IV, V, VI группы).

3) осаждают: III аналитическую группу (Al^{3+} , Zn^{2+} , Cr^{3+}); IV аналитическую группу (Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+}); V аналитическую группу (Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+}) в виде гидроксидов действием щелочи KOH (фильтрат содержит VI группу).

4) затем отделяют III группу растворением осадка в избытке щелочи.

5) осадок гидроксидов IV и V групп обрабатывают раствором NH_4OH , катионы V группы уходят в фильтрат. На фильтре остается осадок катионов IV группы.

6) каждую отдельную группу анализируют, используя специфические и качественные реакции.

Ход систематического анализа смеси анионов после предварительных испытаний

1) отделяют II аналитическую группу (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-}) действием BaCl_2 .

2) отделяют I аналитическую группу (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}) действием AgNO_3 .

3) осаждают III аналитическую группу (NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-).

4) каждую отдельную группу анализируют, используя специфические и качественные реакции.

7. Сделайте заключение о составе пробы вещества.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, составленные схемы уравнений наблюдаемых реакций, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.

Тема 5.6. Гравиметрический (весовой) метод анализа

Лабораторное занятие 14

Определение содержания влаги в пищевых продуктах

Цель работы: научиться пользоваться аналитическими весами, выполнять основные операции весового анализа.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- пользоваться аналитическими весами;
- выполнять основные операции весового анализа.

Материальное обеспечение:

Оборудование и реактивы: аналитические весы, теххимические весы, сушильный шкаф, бюксы, термометр, эксикатор, щипцы, исследуемые образцы (хлебобулочные изделия разного вида, печенье, сухари).

Задание:

Определение процентного содержания аналитической влаги в образце пищевого продукта.

Порядок выполнения работы:

- 1 Систематизируйте и обобщите знания по теме, повторив изученный на лекционном занятии материал.
- 2 Выполните практическую часть работы.
- 3 Проведите расчет.
- 4 Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Ход работы:

1. Возьмите в чистый доведенный до постоянной массы бюкс диаметром 35-40 мм навеску исследуемого вещества на аналитических весах с точностью до 0,001 г. Величина навески ~2 г, толщина слоя навески в бюксе не должна быть больше 5 мм.
2. Открытый бюкс помещают в нагретый до 105°C сушильный шкаф и выдерживают в течение 1 часа.
3. Вынимают бюкс из сушильного шкафа щипцами, помещают в эксикатор и в нем охлаждают.
4. Взвешивают охлажденный бюкс на аналитических весах с точностью 0,001 г.
5. Проводят контрольную просушку в течение 30 минут, снова охлаждают в эксикаторе и взвешивают. Контрольные просушки повторяют до тех пор, пока убыль массы образца будет 0,001 г или меньше.
6. Рассчитайте процент аналитической влаги в образце по формуле:
$$W\%_{\text{влаги}} = \frac{q_1 - q_2}{q_1} \cdot 100\%.$$
где q_1 и q_2 – масса образца до и после просушки, соответственно, г.
7. Сформулируйте вывод по лабораторной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

За каждый правильный ответ – 1 балл.

За неправильный ответ – 0 баллов.