

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

Многопрофильный колледж

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

ЕН.01 Химия

**для обучающихся специальности
43.02.15 Поварское и кондитерское дело**

СОДЕРЖАНИЕ

1 ВВЕДЕНИЕ	3
2 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ	4
Практическое занятие №1	4
Практическое занятие №2.....	5
Практическое занятие № 3	6
Практическое занятие № 4	8
Практическое занятие № 5.....	11
Практическое занятие № 6.....	12
Практическое занятие № 7.....	15
Практическое занятие № 8.....	17
Практическое занятие № 9.....	20
Практическое занятие № 10.....	21
Практическое занятие №11.....	23
Практическое занятие № 12.....	26
Практическое занятие № 13.....	27
Практическое занятие № 14.....	28
Лабораторное занятие №1.....	30
Лабораторное занятие № 2.....	31
Лабораторное занятие № 3.....	32
Лабораторное занятие №4.....	35
Лабораторное занятие № 5.....	37
Лабораторное занятие №6.....	41
Лабораторное занятие №7.....	45
Лабораторное занятие №8.....	48
Лабораторное занятие № 9.....	48
Лабораторное занятие №10.....	50
Лабораторное занятие №11.....	52
Лабораторное занятие №12.....	55
Лабораторное занятие №13.....	56
Лабораторное занятие №14.....	57

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 1.1 Организовывать подготовку рабочих мест, оборудования, сырья, материалов для приготовления полуфабрикатов в соответствии с инструкциями и регламентами.

А также формированию общих компетенций:

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

ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности

ОК 04. Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде

ОК 07. Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях

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

2 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Раздел 1. Физическая химия

Тема 1.1. Основные понятия и законы термодинамики. Термохимия

Практическое занятие №1.

Решение задач на расчет энтальпий

Цель: Формирование умений рассчитывать тепловой эффект реакции и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса

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:

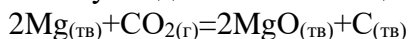
Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями по конспекту лекции
2. Повторите основные понятия, изученные в теме «Химическая термодинамика», законы термохимии и термодинамики.
3. 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:

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

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

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

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми»

ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил ;
«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 1.1. Основные понятия и законы термодинамики. Термохимия Практическое занятие №2.

Решение задач на расчет энтропий, энергии Гиббса химических реакций

Цель: Формирование умений рассчитывать термодинамические параметры и анализировать самопроизвольность процессов

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.

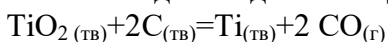
Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями по конспекту лекции
2. Законспектируйте условие самопроизвольного течения физико-химических процессов, основные формулы (математические выражения законов термодинамики, следствия из закона Гесса).
3. Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на применение следствия из закона Гесса и определение направления самопроизвольного протекания физико-химических процессов.
4. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Задача № 1.

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.

Для расчета $\Delta G_{x.p.}^{2500} = \Delta H_{x.p.}^0 - T \cdot \Delta S_{x.p.}^0 = \Delta H_{x.p.}^0 - 2500 \cdot \Delta S_{x.p.}^0$.

Находим:

$$\Delta H_{x.p.}^0 = 2 \cdot \Delta H_{CO}^0 - \Delta H_{TiO_2}^0 = 2 \cdot (-110,5) - (-943,0) = 722,0 \text{ кДж.}$$

Аналогично вычисляем:

$$\Delta S_{x.p.}^0 = (S_{Ti}^0 + 2 \cdot S_{CO}^0) - (S_{TiO_2}^0 + 2 \cdot S_C^0) = (30,6 + 2 \cdot 197,5) - (50,3 + 2 \cdot 5,7) = 363,9 \text{ Дж/К.}$$

Изменение энергии Гиббса реакции при температуре 2500 К равно:

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

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

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

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

Тема 1.3. Химическая кинетика и катализ.

Практическое занятие № 3

Решение задач на скорость химических реакций

Цель: Формирование умений рассчитывать скорость реакции и анализировать кинетику технологических процессов

уметь:

– проводить кинетические расчеты.

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.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями по конспекту лекции
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. 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*:

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

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

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

Ответ: $\Delta T = 24^\circ$.

Задача № 3.

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

Дано:
 $\Delta \tau = 2$ мин
 $C_1 = 2$
 моль/л
 $C_2 = 0,2$
 моль/л
 $v = ?$

Алгоритм решения.
 Средняя скорость описывается уравнением

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

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:

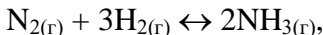
$$\Delta \tau = 2 \text{ мин} = 120 \text{ сек}$$

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

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:

$$v^0 = k[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3.$$

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

$$v = k[\text{N}_2][2\text{H}_2]^3 = 8k[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3.$$

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

$$\frac{v}{v^0} = \frac{8k[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{k[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = 8.$$

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

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

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил ;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 1.3. Химическая кинетика и катализ.

Практическое занятие № 4

Решение задач на обратимость химических реакций

Цель работы: Формирование умений анализировать химическое равновесие и условия его смещения

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. Применение принципа Ле-Шателье для определения условий смещения химического равновесия.

Порядок выполнения работы:

1. Повторите основные понятия химической кинетики.
3. Проанализируйте и осмыслите примеры решения типовых задач на применение законов Вант-Гоффа и действующих масс, принципа Ле-Шателье.
4. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Ход работы:

Примеры выполнения типовых задач

Задача № 1.

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 №2 .

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 № 3.

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:

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

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

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

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.

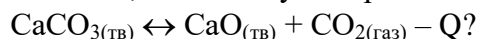
0,58

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 №4.

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.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 1.4. Свойства растворов Практическое занятие № 5

Решение задач на массовую долю растворенного вещества

Цель работы: Формирование умений выполнять расчеты концентраций растворов.

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. Вспомните теоретические сведения по конспекту лекции
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.

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.

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

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил ;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 1.4. Свойства растворов

Практическое занятие № 6

Решение задач на молярную концентрацию

Цель работы: Формирование умений рассчитывать молярную концентрацию растворов

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- вычислять молярные 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 по конспекту лекции
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.

Примеры решения типовых задач

Задача №1.

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

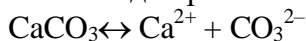
Алгоритм решения.

1. Молярная масса CaCO_3 : $M(\text{CaCO}_3)=100$ г/моль.
2. Рассчитаем молярную растворимость CaCO_3

$$S(\text{CaCO}_3) = L / M(\text{CaCO}_3) = 0,00069 / 100 = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

3. Молярная растворимость совпадает с молярной концентрацией соли в растворе:
 $S(\text{CaCO}_3) = S(\text{CaCO}_3) = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$

4. Найдем равновесные молярные концентрации ионов в растворе:



$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = S = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Тогда $\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$;

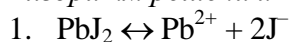
$$\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 6,9 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-5} = 48 \cdot 10^{-10}.$$

Ответ: $\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 48 \cdot 10^{-10}$.

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.



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

3. Обозначим $[\text{Pb}^{2+}] = x$, тогда $[\text{J}^-] = 2x$

4. Следовательно

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

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

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

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

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.

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

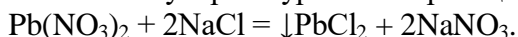
Ответ: $[\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $[\text{J}^-] = 3,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $L(\text{PbJ}_2) = 0,692$ г/л.

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:



2. Ионно-молекулярное уравнение: $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \leftrightarrow \text{PbCl}_2$

3. Для определения условия образования осадка необходимо рассчитать ПК: $\text{ПК}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$

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:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л; } [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ моль/л.}$$

$$5. \text{ПК}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 0,1 \cdot 0,1^2 = 10^{-3}.$$

6. Определяем ПР по таблицам: $\text{ПР}(\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$.

7. Сравниваем ПК с ПР: $ПК(PbCl_2) = 10^{-3} > ПР(PbCl_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$, значит осадок $PbCl_2$ выпадет.

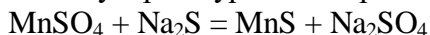
Ответ: осадок $PbCl_2$ выпадет.

Задача №4.

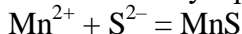
Произведение растворимости сульфида марганца при $25^\circ C$ равно $5,6 \cdot 10^{-16}$. Выпадет ли осадок при смешивании 5 мл 0,06н $MnSO_4$ и 4 мл 0,01н Na_2S ?

Решение.

Молекулярное уравнение реакции



Ионно-молекулярное уравнение реакции



Для определения условия образования осадка необходимо рассчитать ПК

$$ПК(MnS) = [Mn^{2+}][S^{2-}].$$

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.

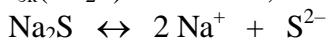
$$f_{\text{эк}}(MnSO_4) = 1/2 \quad 0,06н \text{ } MnSO_4 = 0,03M \text{ } MnSO_4$$



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

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

$$f_{\text{эк}}(Na_2S) = 1/2 \quad 0,01н \text{ } Na_2S = 0,005M \text{ } Na_2S$$



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

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

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

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

Находим произведение концентраций

$$ПК(MnS) = [Mn^{2+}][S^{2-}].$$

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

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.

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

Тема 1.4. Свойства растворов Практическое занятие № 7

Решение задач на нормальность раствора

Цель работы: Формирование умений рассчитывать нормальную концентрацию растворов

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. Вспомните теоретические сведения по конспекту лекции
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.

Алгоритмы решения задач:

Задача №1.

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:

$$m_{NaCl} = 5,85 \text{ г}$$

$$m_{H_2O} = 100 \text{ г}$$

$$\rho_{p-pa} = 1,04 \text{ г/см}^3$$

Алгоритм решения:

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

$$m_{p-pa} = m_{NaCl} + m_{H_2O} = 5,85 \text{ г} + 100 \text{ г} = 105,85 \text{ г};$$

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

$$C_M = \frac{v_{NaCl}}{V_{p-pa(l)}} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl} \cdot V_{p-pa(l)}} \quad C_M = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль/л};$$

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

$$\text{в) } C_N = \frac{m_{NaCl}}{M_{эвк} \cdot V_{p-pa(l)}} = \frac{5,85}{58,5 \cdot 0,102} = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{эвк/л}$$

$$\omega_{NaCl} = ?$$

$$C_M = ?$$

$$C_N = ?$$

$$C_m = ?$$

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

$$f_{эвкNaCl} = \frac{1}{1} = 1$$

$$\text{г) } C_m = \frac{v_{NaCl}}{m_{H_2O}} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl} \cdot m_{H_2O}} = \frac{5,85 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ кг}} = 1 \text{ моль/кг}$$

Ответ: $\omega_{\text{NaCl}} = 0,055 = 5,5\%$; $C_M = 0,98 \text{ моль/л}$; $C_m = 1 \text{ моль/кг}$;
 $C_N = 0,98 \text{ моль} \cdot \text{экв/л}$.

Задача №2.

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,

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

Подставляя необходимые значения в формулы

$$C_M = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / m$$

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

а) Молярная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

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

б) Нормальная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

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

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

Задача №5.

Определите молярность 10%-ого раствора H_2SO_4 .

<p>Дано:</p> $\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10\% = 0,1$ $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$	<p><i>Решение:</i></p> <p>1. Для расчета примем $V_{\text{р-ра H}_2\text{SO}_4} = 1 \text{ л}$</p> <p>По справочнику $\rho_{\text{р-ра H}_2\text{SO}_4} = 1,1 \text{ г/см}^3$, тогда</p> $m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/см}^3 \cdot 1000 \text{ см}^3 = 1100 \text{ г}$
---	---

2. $\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{р-ра}}}$, отсюда: $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot m_{\text{р-ра}} = 0,1 \cdot 1100 = 110 \text{ г}$

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{р-ра(л)}}} = \frac{110}{98 \cdot 1} = 1,12 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,12 \text{ моль/л}$.

Задача №3.

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:

$$0,14 = (x \cdot 0,1 + 300 \cdot 0,3) / (x + 300)$$

$$0,1x + 90 = 0,14x + 42$$

$$0,04x = 48$$

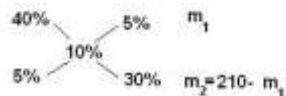
$$x = 1200 \text{ (г)}.$$

Ответ: масса добавляемой соли равна 1200 грамм.

Задача №4.

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:



$$5 / 30 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$1/6 = m_1 / (210 - m_1)$$

$$210 - m_1 = 6m_1$$

$$7m_1 = 210$$

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

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

Задача №5.

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

Алгоритм решения:

$$m = 60 \text{ г}; \Delta m = 60 - 50 = 10 \text{ г}; \omega_1 = 5\% \text{ (или } 0,05)$$

$$\omega_2 = (0,05 \cdot 60) / (60 - 10) = 3 / 50 = 0,06 \text{ (или } 6\% \text{-ный)}$$

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:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил ;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 1.4. Свойства растворов Практическое занятие № 8 Осмотическое давление

Цель работы: Формирование умений рассчитывать осмотическое давление и анализировать его влияние на пищевые системы

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.

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.

№ стаканчи ка	Объем			Концентрация в момент реакции		$\Delta\tau$	$v = \frac{1}{\Delta\tau}$	$K' = \text{tg}\alpha$	$K = \frac{K'}{[\text{H}_2\text{SO}_4]}$
	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:

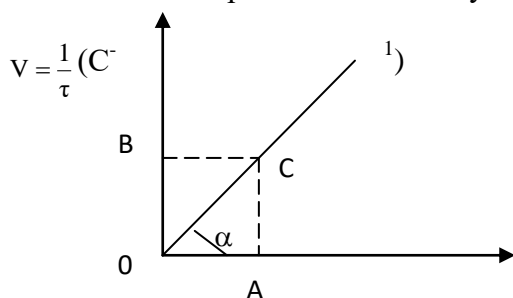
$$[\text{H}_2\text{SO}_4]_{\text{см}} = \frac{[\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{смеси}}} \text{ (моль/л)}$$

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

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



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

[Na₂S₂O₃], моль/л

– определите константу скорости реакции: $K = \frac{K'}{[H_2SO_4]}$.

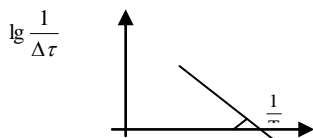
№ опыта	t ⁰	T=t ⁰ +273	$\frac{1}{T}$	$\Delta\tau$	$\frac{1}{\Delta\tau}$	$\lg \frac{1}{\Delta\tau}$	E
	°C	K	K ⁻¹	с	с ⁻¹		
1							
2							
3							
4							

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 H₂SO₄ и 3 мл H₂O, в другие четыре пронумерованные пробирки налейте по 2 мл 0,2 М раствора Na₂S₂O₃ 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 10⁰, 20⁰, 30⁰ выше первоначальной. (Пробирки с растворами при каждой температуре выдерживайте в термостате несколько минут).
6. Результаты опыта занесите в таблицу.
7. Постройте график в координатах $\lg \frac{1}{\Delta\tau} - \frac{1}{T}$, выбрав соответствующий масштаб



8. Определите тангенс угла наклона прямой $\operatorname{tg}\alpha$ и рассчитайте энергию активации реакции: $E = 2,3 \cdot R \cdot \operatorname{tg}\alpha$; (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:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми»

ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил ;
«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 1.4. Свойства растворов Практическое занятие № 9 Законы Рауля

Цель работы: Формирование умений применять законы Рауля для анализа свойств растворов.

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

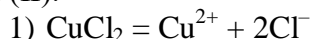
Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями по конспекту лекции
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.

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).

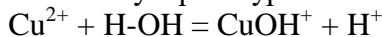


Соль образована катионом **слабого основания** ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) и анионом сильной кислоты (HCl), следовательно, гидролиз идет по катиону Cu^{2+} и протекает в две стадии с образованием в качестве промежуточного продукта основной соли (среда кислая).

2) Составим уравнения 1-й стадии гидролиза соли:

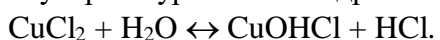
1 стадия

– ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли



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

– молекулярное уравнение гидролиза соли

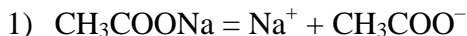


3) Составим уравнения 2-й стадии гидролиза соли:

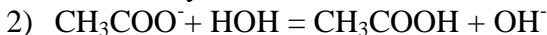
2 стадия



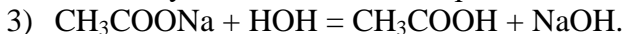
Задание №2. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза ацетата натрия.



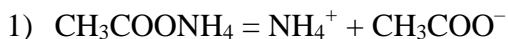
Соль образована катионом сильного основания и анионом **слабой кислоты**, следовательно, гидролиз по аниону.



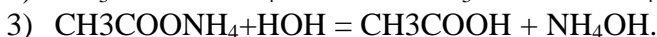
гидролиз ведет к увеличению концентрации ионов OH^- в растворе, среда щелочная, $\text{pH} > 7$.



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 (задачи и упражнения по названной тематике).

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Раздел 2. Коллоидная химия

Тема 2.2. Коллоидные растворы.

Практическое занятие № 10

Составление формул и схем строения мицелл

Цель работы: Формирование умений описывать строение коллоидных частиц

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 по конспекту лекции
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.

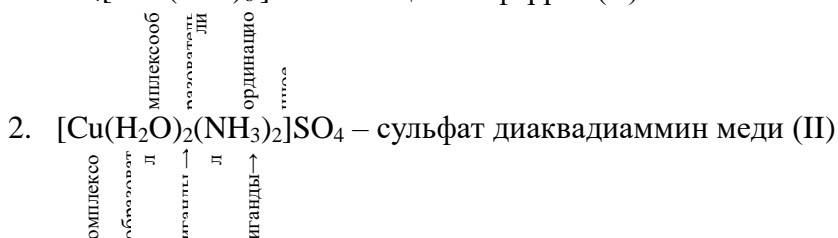
Примеры выполнения типовых заданий

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.

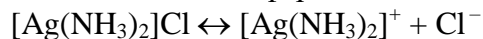
1. $K_4[Fe^{+2}(CN^-)_6]^{4-}$ – гексацианоферрат (II) калия.



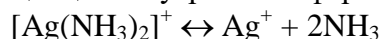
Напишите уравнения диссоциации указанных комплексных соединений, выражения констант нестойкости и, пользуясь табличными значениями констант нестойкости, сравните эти соединения по устойчивости: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

Алгоритм решения.

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



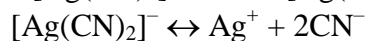
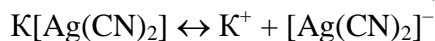
2. Комплексные ионы подвергаются диссоциации как слабые электролиты. Упрощенно диссоциацию внутренней сферы можно представить таким образом:



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

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

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



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

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

$K_{\text{н}} = 1 \cdot 10^{-21} < K_{\text{н}} = 9 \cdot 10^{-8}$, 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:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 2.4 Физико-химические изменения органических веществ пищевых продуктов. Высокомолекулярные соединения

Практическое занятие №11.

Строение углеводов, белков и жиров.

Цель работы: Формирование умений анализировать структуру органических веществ пищевых продуктов

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– составлять названия и формулы углеводов, белков, жиров.

Задание:

1. Решить предложенные задачи.
2. Правильно оформить их в тетрадь для практических и контрольных работ.
3. Ответить на все вопросы для контроля.
4. Отчитаться о выполненной работе преподавателю.

Построить структурные формулы следующих аминов:

Задание 1

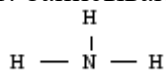
Вариант 1	Вариант 2
Метиламин	Пропиламин
Метилэтиламин	Метилпропиламин
Триметиламин	Триэтиламин

Образец решения задания

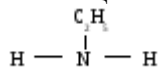
Построить структурную формулу этиламина.

Алгоритм решения

1. Записывают структурную формулу аммиака (NH₃):



2. Замещают один водород на одну этильную группировку:



Этиламин

Аналогично строят структурные формулы других аминов, замещая один, два и три атома водорода в аммиаке на углеводородные радикалы.

Задание 2

Вариант 1	Вариант 2
Написать уравнение реакции, подтверждающие химические свойства анилина	Написать уравнение реакции, подтверждающие химические свойства аминокислоты.

Задание 3

Вариант 1	Вариант 2
Вычислите массу соляной кислоты (HCl), которая потребуется для полного взаимодействия со 102 г 2%-го раствора анилина.	Вычислите массу бромной воды с массовой долей брома 3,5%, которая потребуется для полного взаимодействия со 150 г 2%-го раствора метиланилина.

Образец решения задания

Вычислите массу бромной воды с массовой долей брома 2%, которая потребуется для полного взаимодействия со 186 г 1%-го раствора анилина.

Алгоритм решения

Дано:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 186 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 1\% \text{-ый раствор}$$

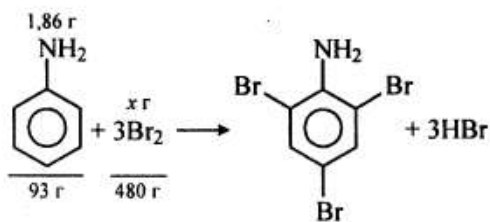
$$\omega(\text{Br}_2) = 2\%$$

Найти: m (бромной воды).

- 1) Вычислим массу анилина, вступившего в реакцию:

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = \omega(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) \cdot m_{\text{раствора}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 0,01 \cdot 186 = 1,86 \text{ г.}$$

- 2) Запишем уравнение реакции взаимодействия анилина с бромной водой:



3) составляем пропорцию для расчета массы брома, вступившего в реакцию:

93 г $C_6H_5NH_2$ — 480 г Br_2

1,86 г $C_6H_5NH_2$ — x г Br_2

$Mr(Br) = 160$ а.е.м.

$Mr(C_6H_5NH_2) = 12 \cdot 6 + 7 + 14 = 93$ а.е.м. $Mr(C_6H_5NH_2) = 93$ г/моль.

$$x = \frac{1,86 \cdot 480}{93} = 9,62$$

4) Рассчитаем массу 2% раствора бромной воды:

Ответ: потребуется 480 г бромной воды.

Вопросы для контроля

1. Какими свойствами обладают амины: основными, кислотными или амфотерными?
2. В чем проявляется двойственность химических реакций аминокислот?

Порядок выполнения работы:

1. Познакомиться с алгоритмом решения задач;
3. Выполните задание
4. Ответить на контрольные вопросы.

Ход работы:

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Какие соединения называются аминами?
2. На какие группы делятся амины?
3. К какой группе относится анилин?
4. Чем объяснить сходство аминов с аммиаком?
5. Какие вещества называются аминокислотами?

Форма представления результата:

Выполненная работа представляется преподавателю в тетради для выполнения практических и контрольных работ по дисциплине «Химия»

Выполненные упражнения и произведенные расчеты.

Критерии оценивания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил;

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 3.3. Количественный анализ. Методы количественного анализа
Практическое занятие № 12
Вычисления в весовом анализе

Цель работы: Формирование умений выполнять расчеты в гравиметрическом анализе.

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.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями по конспекту лекции
2. Повторите сущность и основные операции весового(гравиметрического) анализа.
3. Проанализируйте и осмыслите алгоритмы решения типовых задач на проведении расчетов в гравиметрическом анализе.
4. Выполните индивидуальные задания в соответствии с вариантом.

Примеры решения типовых задач

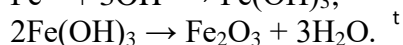
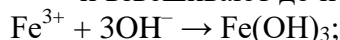
Расчеты в весовом анализе выполняются с точностью, которая определяется точностью взвешивания на аналитических весах.

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. Из навески 0,2017 г сплава железа после соответствующих операций получено 0,0871 г Fe₂O₃. Определите, сколько процентов железа содержится в сплаве.

Алгоритм решения.

1. В ходе анализа сплав растворяют в кислоте, затем катионы Fe³⁺ осаждают раствором аммиака и полученный аморфный осадок Fe(OH)₃ высушивают и прокаливают до Fe₂O₃ и взвешивают до постоянной массы.



2. Следовательно, 1 моль весовой формы Fe₂O₃ можно получить из 2 молей железа Fe.

Составляем пропорцию и решаем ее:

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

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

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%(Fe) = 30,20%.

Если обозначить: массу навески – g (г); массу весовой формы – G (г); аналитический фактор пересчета – F = M_{опр. комп.}/M_{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:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил ;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 3.3. Количественный анализ. Методы количественного анализа Практическое занятие № 13

Вычисления в объемном анализе

Цель работы: Формирование умений выполнять расчеты в титриметрическом анализе

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

– выполнять расчеты в титриметрическом(объемном) 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.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомьтесь с краткими теоретическими сведениями по конспекту лекции
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.

Примеры решения типовых задач

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

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

Ответ: $X\%_{\text{золы}} = 1,118\%$.

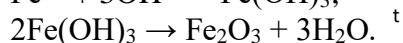
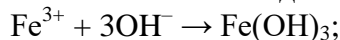
Расчет результата для третьего варианта весового анализа состоит из двух частей:

- 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.

4. 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.



5. Следовательно, 1 моль весовой формы Fe_2O_3 можно получить из 2 молей железа Fe. Составляем пропорцию и решаем ее:

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

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

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

6. 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:

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

Форма представления результата: выполнение индивидуальных заданий по вариантам.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

Тема 3.3. Количественный анализ. Методы количественного анализа

Практическое занятие № 14

Определение кристаллизационной воды в кристаллогидратах

Цель работы: Освоение методик расчета содержания воды в соединениях

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 по конспекту лекции
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.

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

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

Ответ: $X\%_{\text{золы}} = 1,118\%$.

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.

Форма представления результата: выполнение индивидуальных заданий по вариантам.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная и графическая части выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил; студент свободно владеет теоретическим материалом, безошибочно применяет его при решении задач;

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил ;

«2» (удовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена.

**Тема 1.2. Агрегатные состояния
веществ, их характеристика
Лабораторное занятие №1**

Определение поверхностного натяжения жидкостей

Цель работы: Изучение влияния поверхностного натяжения на качество пищевых продуктов и готовой кулинарной продукции

Выполнив работу, Вы будете

Уметь:

- работать с лабораторным оборудованием для проведения точных измерений
- обрабатывать экспериментальные данные и выполнять расчёты

Материальное обеспечение:

Журнал регистрации инструктажа по охране труда

Методические указания для лабораторных занятий

Химическая посуда и химические реактивы для проведения эксперимента.

Задание:

1. Получить задание по лабораторному занятию.
2. Записать задание в тетрадях
3. Провести эксперимент

Порядок выполнения работы:

Работа заключается в измерении коэффициента поверхностного натяжения жидкости. Метод измерения основывается на взвешивании капель.

В случае медленного вытекания жидкости из малого отверстия размер образующихся капель зависит от плотности жидкости, коэффициента поверхностного натяжения, размера и формы отверстия, а также от скорости истечения.

При медленном вытекании смачивающей жидкости из вертикальной цилиндрической трубки образующаяся капля имеет форму

Установка для определения коэффициента поверхностного натяжения состоит из штатива, на котором установлена бюретка с исследуемой жидкостью. На конце бюретки укреплен наконечник-трубка, на конце которой образуется капля. Взвешивание капель производится в специальном стаканчике.

Измерения:

1. С помощью штангенциркуля измеряют диаметр наконечника трубки три раза и вычисляют среднее значение d .
2. Взвешивают на технических весах чистый сухой стаканчик (M_0).
3. С помощью краника бюретки добиваются скорости вытекания капель 10 – 15 капель в минуту.
4. Отливают из бюретки в стаканчик 40 -60 капель жидкости, считая точно количество отлитых капель.
5. Взвешивают стаканчик с жидкостью (M).
6. Подставляя полученные значения в формулу (4) вычисляют коэффициент поверхностного натяжения.
7. Проводят измерения коэффициента поверхностного натяжения три раза и вычисляют среднее значение.
8. Коэффициент поверхностного натяжения в системе СИ измеряется в Н/м

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 1.2. Агрегатные состояния веществ, их характеристика Лабораторное занятие № 2

Определение плотности растворов различной концентрации

Цель работы: научиться определять плотность растворов

Выполнив работу, Вы будете

уметь:

- Определить относительную плотность заданного раствора с помощью пикнометра (см. теоретическую часть). Расчеты привести в тетради.
- Определить относительную плотность заданного раствора с помощью ареометра.
- 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.

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.

3. Проведите расчет.
4. Сформулируйте общие выводы о проделанной работе.

Форма представления результата: отчет о проделанной работе, выводы.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 1.3. Химическая кинетика и катализ.

Лабораторное занятие № 3

Определение зависимости скорости реакции от температуры и концентрации реагирующих веществ

Цель работы: Экспериментальное изучение факторов, влияющих на скорость химических реакций.

Выполнив работу, вы будете

уметь:

- Экспериментально определять скорость химической реакции

Материальное обеспечение:

Журнал регистрации инструктажа по охране труда

Методические указания для лабораторных занятий

Химическая посуда и химические реактивы для проведения эксперимента.

Задание:

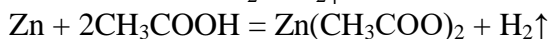
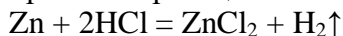
1. Получить задание по лабораторному занятию.
2. Записать задание в тетрадях
3. Провести эксперимент

Порядок выполнения работы:

Опыт № 1 Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ

- *Изучение влияния природы кислоты*

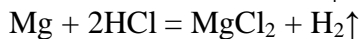
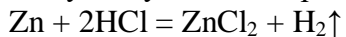
В одну пробирку наливаем раствор соляной кислоты, а в другую – столько же уксусной (примерно одинаковой концентрации). Одновременно помещаем в них по грануле цинка. В обеих пробирках протекает реакция замещения с выделением водорода:



В пробирке с уксусной кислотой водород выделяется с меньшей скоростью. Это можно объяснить тем, что уксусная кислота обладает меньшими кислотными свойствами по сравнению с соляной кислотой.

- *Изучение влияния природы металла*

В две пробирки нальем одинаковое количество соляной кислоты и одновременно поместим в них по кусочку металлов разной природы: цинка и магния. Уравнения данных реакций:



Реакция соляной кислоты с магнием протекает с большей скоростью, так как интенсивнее выделяется водород. Магний – более активный металл, чем цинк (магний стоит в ряду напряжений левее цинка) (рис. 1).

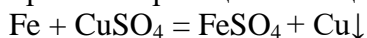


Рис. 1. Результаты опыта по взаимодействию цинка (слева) и магния (справа) с соляной кислотой

Опыт № 2. Зависимость скорости реакции от площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ

- *Изучение влияния степени измельчения вещества (поверхности соприкосновения реагирующих веществ).*

В две пробирки нальем примерно по 2 мл раствора медного купороса. Одновременно поместим в одну пробирку кусок железной проволоки, а в другую – железный порошок. В обеих пробирках протекает реакция замещения в соответствии с уравнением:



О протекании реакции замещения между сульфатом меди (II) и железом можно судить по выделению из раствора вещества красно-бурого цвета – меди. Признаки реакции быстрее появились в пробирке с порошком железа, т. к. порошок железа имеет большую площадь поверхности соприкосновения с раствором медного купороса. Мы видим, что измельчение вещества приводит к повышению скорости реакции.



Рис. 2. Результаты опыта по взаимодействию железного гвоздя и железного порошка с раствором CuSO_4

Опыт № 3. Зависимость скорости реакции от концентрации исходных веществ

В две пробирки поместим по 2 гранулы цинка и осторожно прильем растворы уксусной кислоты: в первую пробирку – 9%-ный уксус, а во вторую – 70%-ную кислоту. Реакция протекает быстрее в той пробирке, в которой больше концентрация уксусной кислоты.

Опыт № 4. Зависимость скорости реакции от температуры

В две пробирки с соляной кислотой одинаковой концентрации добавим по 1 грануле цинка. Одну из пробирок поместим в стакан с горячей водой. Наблюдаем, что при нагревании скорость выделения водорода увеличивается. Скорость реакции зависит от температуры, при которой она проводится.

Опыт № 5. Зависимость скорости реакции от участия катализатора

На дно стакана нальем 3%-ный раствор перекиси водорода. Пероксид водорода – очень непрочное вещество и легко разлагается на воду и кислород:



При обычных условиях реакция разложения пероксида водорода протекает медленно, признаков реакции (т. е. выделения пузырьков газа) мы не наблюдаем. Добавим в стакан с перекисью водорода немного черного порошка оксида марганца (IV). Наблюдаем интенсивное выделение пузырьков газа. Внесем в стакан тлеющую лучинку – она разгорается, следовательно, выделяющийся газ – кислород. Почему при внесении в стакан оксида марганца скорость реакции увеличилась? Дело в том, что оксид марганца является катализатором реакции разложения пероксида водорода. Катализатор, участвуя в реакции, ускоряет ее, но сам в ней не расходуется.



Рис. 3. Разложение пероксида водорода под действием катализатора MnO_2

Форма представления результата:

1. Название и цель работы.
2. Написать схемы уравнений реакций.
3. Сделать вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 1.3. Химическая кинетика и катализ.

Лабораторное занятие №4.

Определение тепловых эффектов растворения различных веществ в воде

Цель работы: Определить теплоту растворения соли калориметрическим методом.

Выполнив работу, Вы будете:

уметь:

- Определять тепловой эффект растворения различных веществ.

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 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.
10. Оформить лабораторную работу.

Ход работы:

Опыт №1. Определение постоянной калориметра

Для расчета теплового процесса, протекающего в калориметрической установке, необходимо знать постоянную калориметра, т.е. количество тепла в калориях, необходимые для нагревания всех частей калориметра на 1⁰С. Эту величину можно определить разными методами. В приближенных измерениях, когда допустимая погрешность опыта составляет несколько процентов, постоянную калориметра можно вычислить, зная, что теплоемкость всей системы складывается из теплоемкостей калориметрической жидкости и соприкасающихся с ней всех частей калориметра, участвующих в теплообмене: растворителя (в данном случае – воды), мешалки, термометра.

Теплоемкость каждой части калориметра рассчитывают, умножая ее удельную теплоемкость на массу: $c_i \cdot m_i$, а или постоянную калориметра системы:

$$K = \sum c_i \cdot m_i$$

Значения масс частей калориметра смотри на установке, а значения теплоемкости находят в таблице 1.

Теплоемкость погруженной в раствор нижней части термометра Бекмана по необходимости определяют с меньшей точностью, чем теплоемкость остальных деталей калориметра, но эта величина мала и погрешность определения незначительно сказывается на точности опыта. Теплоемкость термометра рассчитывают из того, что разные объемы стекла и ртути обладают приблизительно одинаковыми теплоемкостями (ртуть – 0,45, а стекло – 0,47, в среднем – 0,46 кал/млград).

Таблица 1.

Опыт №2. Значения удельной теплоемкости для некоторых веществ

Вещество	Al	Hg + стекло	Cu	Fe	H ₂ O
Удельная теплоемкость, кал/г·град	1 0,2	0,46	9 0,0	0,107	1,00

Объем погруженной части термометра определяют погружением термометра в мензурку на ту же глубину, что и в калориметре. Изменение уровня воды в мензурке равно объему погруженной части термометра.

Порядок проведения опыта

1. Взять навеску хлорида калия из расчета, что концентрация раствора должна быть 1 моль соли на 200 молей воды (рассчитать m_{KCl} , необходимую для проведения опыта в 400 мл воды).

2. В тефлоновый стакан налить 400 мл дистиллированной воды, закрыть стакан крышкой (7), опустить термометр Бекмана (термометр перед работой настраивает лаборант).

3. Включить мешалку.

4. Через 3 – 4 минуты, при включенной мешалке, когда все части калориметра примут одинаковую температуру и резкого изменения температуры не происходит, проводят измерения температуры через каждые 30 секунд (используя секундомер).

Весь опыт делится на три периода:

а) предварительный;

б) главный – время растворения соли;

в) заключительный период.

5. Предварительный период проводят в течение 5 минут, замеряя значения температуры каждые 30 секунд. В это время устанавливается равномерный ход температуры. Сразу после десятого замера через отверстие в крышке калориметра вводят соль и начинается главный период.

6. Главный период длится до тех пор, пока не прекратится падение температуры (измерение температуры производят также каждые 30 секунд).

7. После этого делают еще 10 отсчетов через каждые 30 секунд – заключительный период.

Если из-за быстрого изменения температуры какой-либо отсчет не удалось записать, ставят прочерк, а потом на этом месте указывают среднее значение температур из предыдущего и последующего отсчетов. Если процесс протекает слишком быстро, то в главном периоде допускается запись температур с меньшей точностью, чем в начальном периоде.

Результаты опыта заносят в таблицу:

Таблица 2.

Время, мин (№ измерения)	Температура, °С	
	KCl	Задача №__
1		
2		
3		
.		

Опыт №3. Определение изменения температуры (Δt)

Для расчета точного изменения температуры растворения соли вычерчивают график, где на оси абсцисс откладывают время, а на оси ординат – изменение температуры за каждые 0,5 минуты.

Если соединить найденные таким образом точки, получаются две наклонные прямые, наклон которых будет зависеть от разности температур между калориметром и окружающей средой. Чтобы определить действительное изменение температуры, продолжают линии АВ и СД до пересечения с вертикальной прямой ЕГ.

Положение линии ЕГ находится построением: расстояние между В и С делят пополам и в точке О проводят прямую ЕГ, параллельную оси ординат до пересечения с продолжением прямых АВ и СД. Отрезок ЕГ будет действительным изменением температуры системы (Δt), т.е. таким изменением, которое сопровождало бы растворение хлорида калия в условиях, исключая потерю в окружающую среду.

Опыт №4. Определение теплоты растворения неизвестной соли

Определив тепловое значение калориметра, приступают к контрольной работе – определению теплоты растворения неизвестной соли. Соль выдается преподавателем после проверки правильности выполнения опыта с хлоридом калия.

Порядок проведения опыта

1. Взять количество соли, указанное в задаче, отвесить на технических весах (указано на банке с задачей).

2. В тефлоновый стакан налить 400 мл дистиллированной воды, закрыть стакан крышкой (7), опустить термометр Бекмана (термометр перед работой настраивает лаборант).

3. Включить мешалку.

4. Через 2-3 минуты, при включенной мешалке, когда все части калориметра примут одинаковую температуру и резкого изменения температуры не происходит, проводят измерения температуры через каждые 30 секунд (используя секундомер).

Весь опыт делится **на три периода**:

а) предварительный – в течение 5 минут, замеряют значения температуры каждые 30 секунд. В это время устанавливается равномерный ход температуры. Сразу после десятого замера через отверстие в крышке калориметра вводят соль, и начинается главный период.

б) главный – время растворения соли;

Главный период длится до тех пор, пока не прекратится падение температуры (измерение температуры производят также каждые 30 секунд).

в) заключительный период – делают еще 10 отсчетов через каждые 30 секунд – заключительный период.

По найденной величине постоянной калориметра K и величине действительного изменения температуры Δt , которую определяют по графику, вычисляют удельную теплоту растворения соли по формуле.

Форма предоставления результата

Отчет о проделанной работе, расчеты, выводы на каждый опыт, вывод по всей лабораторной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 1.3. Химическая кинетика и катализ.

Лабораторное занятие № 5

Водородный показатель. Определение рН среды различными методами

Цель работы: определение рН 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 рН растворов;
- Определение рН 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:

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

Ход работы:

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

Реактивы:

1. 0,1 н. раствор соляной кислоты HCl;
2. 0,1 н. раствор гидроксида натрия NaOH;
3. буферные растворы с рН 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 рН раствора.

Существуют различные методы определения рН 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 рН. Интервал рН, в котором индикатор меняет свою окраску, называют интервалом рН 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 рН 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 рН исследуемого раствора (см. табл. 1).

Таблица 1. Интервалы перехода окраски некоторых кислотно-основных индикаторов

Индикатор	Интервал рН 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 рН выданного раствора.

Таблица 2. Результаты исследования рН растворов

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

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

рН 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 рН. 5. Посинение красной лакмусовой бумаги от капли исследуемого раствора показывает, что он имеет щелочную реакцию рН 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 рН. Также используют индикаторную бумагу, пропитанную раствором универсального индикатора и высушенную. К пачке бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какие окраски принимает бумага при различных величинах рН.

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 рН 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 рН растворов некоторых средних солей с использованием раствора лакмуса.

№ п/п	Формула соли	Окраска лакмуса	Порядок рН в	Окраска универсальной	рН раствора
-------	--------------	-----------------	--------------	-----------------------	-------------

			растворе	индикаторной бумаги	
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:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 2.2. Коллоидные растворы.

Лабораторное занятие №6

Получение коллоидных растворов. Методы конденсации

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:

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.

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:

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, органозоли легкоплавких металлов);
- 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.

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:

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

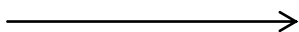
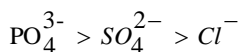
Коагуляция коллоидных растворов – это процесс укрупнения (слипания) коллоидных частиц с последующей потерей устойчивости коллоидного раствора.

Методы коагуляции:

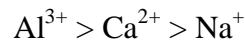
1. Добавление электролитов приводит к уменьшению заряда коллоидной частицы, а, следовательно, к уменьшению силы отталкивания между ними.

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:



коагулирующая способность уменьшается



коагулирующая способность уменьшается

Состояние коллоидной системы, когда заряд коллоидных частиц становится равен нулю называется *изоэлектрическим 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 – H₂O, 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.

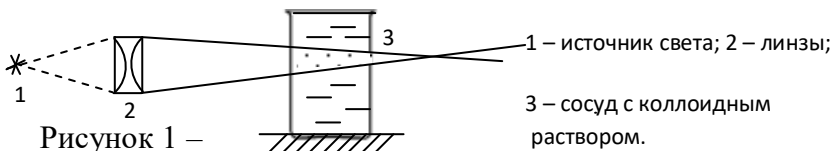


Рисунок 1 –

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

Схема 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.

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 золей, выводы.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 2.2. Коллоидные растворы.

Лабораторное занятие №7

Получение коллоидных растворов. Методы диспергирования.

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:

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.

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:

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

Краткие теоретические сведения:

Методы получения коллоидных растворов (золей)

Методы получения золей делятся на две группы:

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.

Конденсация – это метод получения зольных систем 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:

нерастворимость вещества дисперсной фазы в дисперсионной среде;

достижение частицами коллоидной дисперсности;

наличие стабилизатора, который сообщает системе агрегативную устойчивость.

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.

Опыт № 1. Получение зольной системы гидроксида железа (III)

Порядок выполнения опыта:

7. Вскипятите 10 мл дистиллированной воды в стаканчике на 50 мл.

8. Не прекращая нагревания, прилейте по каплям к этой воде 1 мл 1%-го раствора FeCl_3 .

9. Наблюдайте образование красно-коричневого коллоидного раствора гидроксида железа (III).

10. Напишите уравнение гидролиза соли хлорида железа (III).

11. Составьте схему строения мицеллы полученного зольного раствора, пользуясь алгоритмом (см. Практическое занятие № 10)

12. 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:

6. 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).

7. Тот же опыт проделайте с другими электролитами, результаты запишите в таблицу.

8. Зная заряд коллоидной частицы золя (опыт 1) укажите, какие ионы являются для данного золя коагулянтами.
9. Сравните коагулирующую способность указанных выше ионов-коагулянтов, записав их в ряд по возрастающей.
10. 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:

4. В две пробирки с гидрозолем железа (III) прибавьте по 5 капель в одну – 1%-го раствора крахмала, в другую – 1%-го раствора желатина.
5. В каждую пробирку, взбалтывая, прибавляйте по каплям раствор Na_2SO_4 . Подсчитайте число капель, подвергшихся коагуляции в каждой пробирке.
6. 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:

5. 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 .
6. Пронаблюдайте во всех пробирках опалесценцию, вызванную рассеянием света коллоидными частицами AgI .
7. Напишите уравнение реакции образования и схему мицеллы золя йодида серебра, если йодид калия взят в избытке.
8. 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:

- «5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.
- «4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.
- «3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.
- «2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 2.3. Грубодисперсные системы
Лабораторное занятие №8.
Получение устойчивых эмульсий и пен, выявление роли стабилизаторов

Тема 2.4. Физико-химические изменения органических веществ пищевых
продуктов. Высокомолекулярные соединения.
Лабораторное занятие № 9
Изучение процессов набухания и студнеобразования.

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:

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.

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.

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 синергизм

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 рН, 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.

Опыт № 1. Определение степени набухания желатина и влияние на нее рН 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 формуле:

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

№ пробирки	Высота слоя желатина, (h_1) см	Концентрация H^+ Моль/л	рН	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 рН среды на степень набухания. При каком значении рН 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.

№ пробирки	Концентрация желатина (%), об	Время застудневания (τ), мин	Скорость застудневания, $v=1/\tau$, мин ⁻¹	Механические 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:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 3.2. Классификация катионов и анионов.

Лабораторное занятие №10

Первая аналитическая группа катионов. Проведение частных реакций катионов второй аналитической группы. Анализ смеси катионов второй аналитической группы

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.

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 N 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 турбулентной 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 реакцию 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:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 3.2. Классификация катионов и анионов.

Лабораторное занятие №11.

Проведение частных реакций катионов третьей и четвертой аналитической группы. Анализ смеси катионов третьей и четвертой аналитических групп

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 N 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 (Ш) 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:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 3.2. Классификация катионов и анионов.

Лабораторное занятие №12.

Проведение частных реакций анионов первой, второй, третьей групп.

Анализ сухой соли

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.

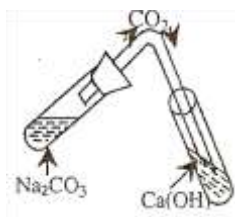
Ход работы:

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 $BaCl_2$ (хлорида бария)*. Наблюдайте образование белого кристаллического осадка $BaSO_4$. Составьте уравнение реакции.

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

В пробирку с газоотводной трубкой налейте 4-5 капель раствора Na_2CO_3 , добавьте несколько капель *кислоты HCl* , выделяющийся углекислый газ CO_2 пропустите через известковую воду $Ca(OH)_2$. Наблюдайте помутнение из-за выпадения осадка $CaCO_3$. 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 NH_4Cl 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 Na_2S , добавьте несколько капель 2 Н 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 AgNO₃. Наблюдайте образование белого творожистого осадка AgCl. Составьте уравнение реакции.

Опыт № 6. Выполнение реакции обнаружения нитрат-аниона NO₃⁻

На часовое стекло нанесите 2-3 капли раствора NaNO₃, поместите в центр кристаллик железного купороса FeSO₄·7H₂O и 1 каплю конц. H₂SO₄. Наблюдайте вокруг кристалла бурое окрашивание в виде кольца в результате образования комплекса [Fe(NO)]SO₄.

Опыт № 7. Выполнение реакции обнаружения ацетат-аниона CH₃COO⁻

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора соли ацетата натрия CH₃COONa, 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:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Количественный анализ. Методы количественного анализа.

Лабораторное занятие 13

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:

$$W\%_{\text{влага}} = \frac{q_1 - q_2}{q_1} \cdot 100\%.$$

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:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 5.3. Качественный анализ неизвестного вещества

Лабораторное занятие №14.

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:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все

контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.