

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«КОЛЛЕДЖ «КРАСНОСЕЛЬСКИЙ»**

РАССМОТРЕНО И ПРИНЯТО
на заседании Педагогического Совета
СПб ГБПОУ «Колледж «Красносельский»

Протокол № 9 от 10.06.2022 г.

УТВЕРЖДАЮ
Директор СПб ГБПОУ
«Колледж «Красносельский»
_____ Г.И. Софина
«10» 06 2022 г.
Приказ № 86 от 10.06.2022 г.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ
по дисциплине
ЕН.01 ХИМИЯ
43.02.15 Поварское и кондитерское дело**

Санкт-Петербург

2022 г

РАССМОТРЕНО И ОДОБРЕНО

На заседании МК СПб ГБПОУ «Колледж «Красносельский»

Протокол № _____ от _____ 2022 г.

Председатель МК _____

Организация –разработчик: СПб ГБПОУ «Колледж «Красносельский»

Разработчик: Максименко В.Ю., преподаватель

Методические указания к практическим занятиям являются частью основной профессиональной образовательной программы СПО по профессии/специальности
43.02.15 Поварское и кондитерское дело

Укрупнённая группа профессий **43.00.00 Сервис и туризм**

Дисциплина **Химия**

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ

- 1. ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**
- 2. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №1**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №2**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 3**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 6**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 7**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 8**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 9**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 10**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 11**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 12**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №13**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 14**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 14**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 15**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 16**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 17**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 18**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 19**

І.ВВЕДЕНИЕ

Методические рекомендации предназначены для обучающихся колледжа, изучающих учебную дисциплину химия.

Методические рекомендации включают в себя учебную цель, перечень образовательных результатов, заявленных во ФГОС СПО, задачи, обеспеченность занятия, краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме, вопросы для закрепления теоретического материала, задания для практической работы и инструкцию по ее выполнению, методику анализа полученных результатов, порядок и образец отчета о проделанной работе.

Учебные материалы к каждому из занятий включают контрольные вопросы, задания. Пособие содержит также список рекомендуемой литературы – основной, дополнительной и справочной, которая может использоваться обучающимися не только при подготовке к практическим занятиям, но и при написании рефератов.

1. ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

№ раздела, темы	Тематика практического занятия	Кол-во часов
2 курс		
Раздел 1. Физическая химия		
Тема 1.1 Основные понятия и законы термодинамики. Термохимия	ПЗ №1 Расчеты по газовым законам	2
	ПРН №2 Решение задач на расчет энтальпии, энтропии, энергии Гиббса химических реакций.	2
	ПЗ №3 Расчет калорийности блюд.	2
Тема 1.2 Химическая кинетика и катализ	ПЗ № 4 Решение расчетных задач на скорость химической реакции.	2
Тема 1.3 Свойства растворов	ПЗ № 5 Решение задач на расчет концентрации растворов	2
	ПЗ № 6 Расчет температур кипения и замерзания растворов	2
Раздел 2. Коллоидная химия		
Тема 2.2 Коллоидные растворы	ПЗ № 7 Составление формул мицелл	2
	ЛР № 1. Получение коллоидных растворов различными методами	2
Тема 2.4 Физико-химические изменения органических веществ пищевых продуктов. Высокомолекулярные соединения.	ЛР № 2. Изучение процесса набухания полимера	2
	ЛР № 3 Влияние электролитов на набухание полимера	2
Тема 2.5 Растворы электролитов	ПЗ №8 Решение задач на расчет концентраций ионов в растворах	2
	ПЗ № 9 Произведение растворимости	2
Тема 2.6 Окислительно-восстановительные реакции	ПЗ № 10 Составление уравнений ОВР методом полуреакций	2
	ЛРН № 4 Окислительно-восстановительные реакции в растворах	2
Раздел 3. Аналитическая химия		
Тема 3.1 Качественный анализ	ЛРН № 5 Лабораторная посуда и принадлежности	2
	ЛР № 6 Качественные реакции некоторых катионов	2

№ раздела, темы	Тематика практического занятия	Кол-во часов
	ЛР № 7 Качественные реакции некоторых анионов	2
Тема 3.2 Количественный анализ. Метод количественного анализа.	ЛР № 8 Ознакомление с техникой взвешивания	2
	ЛР № 9 Гравиметрическое определение массовой доли влаги в пищевом продукте	2
	ЛР № 10 Кислотно-основное титрование	2
	ПЗ № 11 Обработка результатов титриметрического титрования	2
	ЛР № 11 Окислительно-восстановительное титрование	2
	ЛР № 12 Установление концентрации раствора щавелевой кислоты	2
	ЛР № 13 Комплексонометрическое титрование	2
	ЛР № 14 Определение общей жесткости питьевой воды	2
	ЛР № 15 Определение жесткости минеральной воды	2
	ПЗ № 12 Решение задач по теме: «Количественный анализ»	2
	ЛР № 16 Определение кислотности молока	2
	ЛР № 17 Определение кислотности муки	2
	ПЗ № 13 Решение задач по теме: «Концентрация раствора»	2
Тема 3.3 Физико-химические методы анализа	ПЗ № 14 Решение задач по теме «Физико-химические методы анализа»	2
	ЛР № 18 Разделение веществ методом бумажной хроматографии	2
	ЛР № 19 Хроматографическое разделение смеси аминокислот	1
	Всего	65

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ

Практическое занятие № 1. Расчеты по газовым законам

Цель работы: освоить расчеты на основе уравнения Клайперона-Менделеева и понять взаимосвязь параметров состояния газов

Форма организации занятия: индивидуальная

Теоретическая часть:

Газообразное состояние вещества

Уравнение состояния идеального газа

Идеальный газ

Нормальные условия

Параметры состояния газа (P, V, T)

Абсолютная температура

Задание: запишите в тетради формулы уравнения состояния идеального газа и уравнения Клайперона-Менделеева. Выполните расчеты, соответствующие вашему варианту. Используйте микрокалькулятор или соответствующую программу на своем смартфоне.

Помните о точности округления (столько значащих цифр, сколько имеется в условии, либо до тысячных).

1 вариант

1. Какая масса хлора Cl_2 содержится в баллоне емкостью 20 л при 15°C и давлении 1,2 атм?

2. При 25°C и давлении 99280 Па газ занимает объем 912 л. Какой объем займет этот же газ при нормальных условиях?

2 вариант

3. При 17°C и давлении 104000 Па масса 624 см^3 газа равна 1,56 г. Определите молярную массу газа.

4. При давлении 86620 Па и температуре 82°C газ занимает объем 150 м^3 . Какой объем он займет при нормальных условиях?

3 вариант

5. Определите давление в баллоне с кислородом O_2 , если масса кислорода в нем составляет 1 кг, объем баллона 10 л, а температура окружающего воздуха равна минус 13°C .

6. При температуре 39°C и давлении 98740 Па масса 640 см^3 газа равна 1,73 г. Вычислите молярную массу газа.

4 вариант

7. При нормальных условиях газ занимает объем $10,5\text{ м}^3$. Какой объем займет этот газ при температуре 250°C и давлении 150 кПа?

8. Какой объем при давлении 1,2 атм и температуре 20°C займут 50 г азота N_2 ?

5 вариант

9. Какой объем займет при нормальных условиях газ, который при 100°C и давлении 110 кПа занимает объем 17 л.

10. Какая масса углекислого газа CO_2 может находиться в баллоне объемом 15 л, выдерживающим давление 2,1 атм, при 50°C ?

В выводе напишите о том, как связаны друг с другом параметры состояния газа.

Практическое занятие № 2. Расчет теплового эффекта химических реакций и энергии Гиббса

Цель работы: освоить расчеты тепловых эффектов химических реакций, научить определять принципиальную возможность протекания химического процесса при заданной температуре.

Форма организации занятия: индивидуальная

Теоретическая часть:

Химический процесс

Энтальпия

Тепловой эффект реакции

Энтропия

Энергия Гиббса

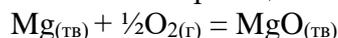
Задание: воспользуйтесь справочником физико-химических величин и произведите следующие расчеты. Используйте микрокалькулятор или соответствующую программу на своем смартфоне. Помните о точности округления (столько значащих цифр, сколько имеется в условии, либо до тысячных).

1. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции:



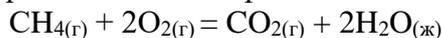
Определите, какое количество теплоты выделится, если взаимодействию с водой подвергнется 100 г оксида кальция.

2. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции:



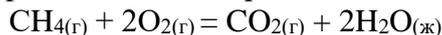
Определите, какое количество теплоты выделится при образовании 35 г оксида магния.

3. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции:



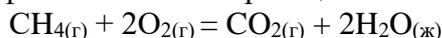
Определите, какое количество теплоты выделится при сгорании 50 л (н.у.) метана.

4. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции:



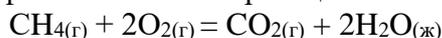
Определите, какое количество теплоты выделится при сгорании 50 л (н.у.) метана.

5. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции:



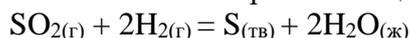
Определите, какое количество теплоты выделится при сгорании 50 л (н.у.) метана.

6. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции:



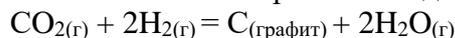
Определите, какое количество теплоты выделится при сгорании 50 л (н.у.) метана.

7. Рассчитайте изменение энтальпии ΔH° и энтропии ΔS° для реакции:



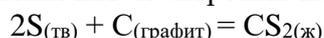
На основании полученных данных рассчитайте изменение энергии Гиббса ΔG° и сделайте вывод о том, возможна ли эта реакция при 25°C.

8. Рассчитайте изменение энтальпии ΔH° и энтропии ΔS° для реакции:



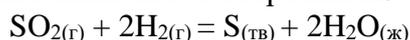
На основании полученных данных рассчитайте изменение энергии Гиббса ΔG° и сделайте вывод о том, возможна ли эта реакция при 100°C.

9. Рассчитайте изменение энтальпии ΔH° и энтропии ΔS° для реакции:



На основании полученных данных рассчитайте изменение энергии Гиббса ΔG° и сделайте вывод о том, возможно ли образование сероуглерода при 90°C.

10. Рассчитайте изменение энтальпии ΔH° и энтропии ΔS° для реакции:



На основании полученных данных рассчитайте изменение энергии Гиббса ΔG° и сделайте вывод о том, возможна ли эта реакция при 25°C.

ВАРИАНТЫ: 1 (1,7), 2 (2,8), 3 (3,9), 4 (4, 10), 5 (5, 7), 6 (6, 8).

В выводе напишите о том, какие факторы определяют возможность протекания реакции.

Практическое занятие №3 Тема: Расчет калорийности блюда.

Цель: научиться производить расчеты калорийности блюда.

Задачи:

Обучающийся должен уметь: рассчитывать калорийность блюда

Обучающийся должен знать: методы расчета калорийности блюда

Форма организации занятия: индивидуальная

Оснащение рабочего места: методические рекомендации для выполнения практической работы, микрокалькулятор.

Литература: Химический состав российских пищевых продуктов: Справочник/ под ред. И.М. Скурихина, В.А.Тутельяна. – М.: Де Ли принт, 2002г.

Задание: Используя сборник рецептур блюда и кулинарных изделий произведите расчёты калорийности следующих блюд: запеканка рисовая (стр. 164), картофельное пюре с

выходом 100г (стр.174), суп – пюре из печени с выходом 250г (стр. 124), жаркое по – домашнему (стр. 224). Ответ заполните в виде таблицы.

Ход работы:

Методика последовательности выполнения работы.

Последовательность выполнения работы:

1. Используя таблицу «Химический состав и энергетическая ценность съедобной части продуктов» выпишите белки, жиры, углеводы каждого вида продукта с учетом нормы. Например: Мука 77г = белки 10,3- 100г X - 77г
 $10,3 \cdot 77: 100 = 7,9$ г полученные данные занесите в таблицу №1.
2. Рассчитайте энергетическую ценность каждого вида сырья.
3. Рассчитайте энергетическую ценность блюда.

Таблица №1 Расчет калорийности блюда «Блинчики с мясом».

продукты	норма	белки, г	жиры, г	углеводы, г	Энергетическая ценность
Мука	77	7,9	0,8	1,2	9.8
Яйца	15	1,9	1,7	0,2	3.8
Сахар	5	--	--	2.0	2.0
Лук	9	0,1	0.02	0.7	0,82
Масло растительное	3	--	2,3	--	2.3
Молоко	192	5,6	6,1	9,0	20.7
Говядина	117/88	16,3	14.1	--	30.4
Итого:	--	31,8	25.02	13.1	69,82ккал.

Вывод: Произведя расчеты энергетической ценности сырья для приготовления блюда «Блинчики с мясом» согласно принципам рационального сбалансированного питания, можно сделать вывод, что энергетическая ценность блюда составит 69,82 ккал.

Практическое занятие № 4 Тема: Решение расчетных задач на скорость химической реакции.

Цель: дать понятия о скорости химических реакций и единицах ее измерения. Показать влияние на скорость реакций таких факторов, как природа реагирующих веществ, их концентрация, площадь соприкосновения и температура. Обобщение и закрепление пройденного материала проводится в ходе решения расчетных задач по этой теме.

Теоретические сведения

Учение о скоростях химических реакций называется химической кинетикой.

Рассмотрим некоторые понятия, которые используются в химической кинетике.

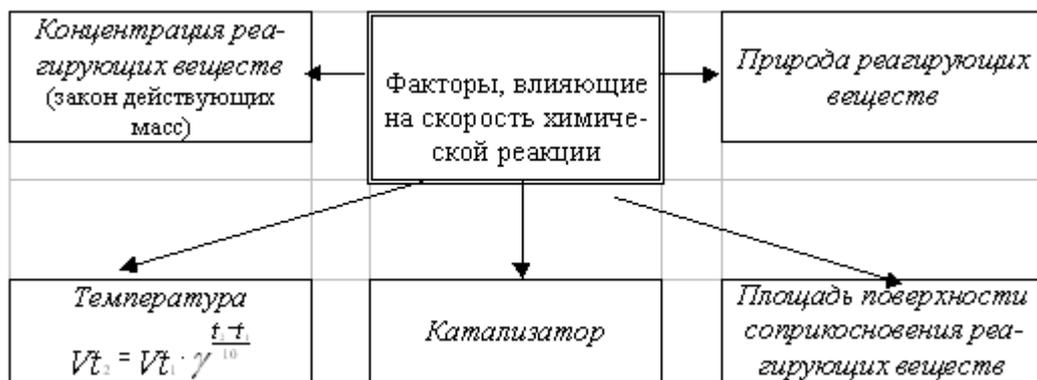
Система в химии – рассматриваемое вещество или совокупность реагирующих веществ.

Фаза – часть системы, которая отделена от других частей поверхностью раздела.

Химические реакции	
гомогенные	гетерогенные
Реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одной фазе. $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$ $\text{HCl}(\text{ж}) + \text{NaOH}(\text{ж}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}$	Реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных фазах. $\text{S}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_2(\text{г})$ $\text{Zn}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{ж}) = \text{ZnCl}_2(\text{ж}) + \text{H}_2^{\wedge}(\text{г})$

Скорость химических реакций	
гомогенные	гетерогенные

$A_{(z)} + B_{(z)} = C_{(z)}$ $\Delta \nu = \nu_2 - \nu_1 \quad \Delta t = t_2 - t_1$ $V_{\text{гом}} = \frac{\Delta \nu}{\Delta t \cdot V}$ $C = \frac{\nu}{V} \text{ (моль / л)} \Rightarrow$ $V_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right)$ <p>Определение: Скорость гомогенной химической реакции равна изменению концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции, в единицу времени.</p>	$V_{\text{гет}} = \pm \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta t} \left(\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{с}} \right)$ <p>Определение: Скорость гетерогенной реакции равна изменению количества вещества, которое вступает в реакцию или образуется в результате реакции за единицу времени на единице поверхности раздела фаз.</p>
---	--



Обобщение и систематизация материала идет в форме **медиа лекции**, в ходе которой ученики отвечают на вопрос, какие факторы влияют на скорость химической реакции.

Математическая страничка

$$a^{-n} = \frac{1}{b^n}; \quad (abc)^n = a^n \cdot b^n \cdot c^n; \quad \left(\frac{a}{b}\right)^n = \frac{a^n}{b^n};$$

$$\frac{a^m}{a^n} = a^{m-n}; \quad (a^m)^n = a^{m \cdot n}; \quad \sqrt[n]{a} = \sqrt[n]{a^n};$$

$$a^{\frac{m}{n}} = \sqrt[n]{a^m}$$

Решение расчетных задач.

Задача № 1. В некоторый момент времени концентрация хлора в сосуде, в котором протекает реакция $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, была равна 0,06 моль/л. Через 5 сек концентрация хлора составила 0,02 моль/л. Чему равна средняя скорость данной реакции в указанный промежуток времени?

Дано:	Решение:
$C_1(Cl_2) = 0,06 \text{ моль/л}$ $C_2(Cl_2) = 0,02 \text{ моль/л}$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$

$?t = 5 \text{ сек}$	$V = -\frac{C_2 - C_1}{\Delta t} = \frac{0,02 - 0,06}{5} = 0,008 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$
$V = ?$	Ответ: $V = 0,008 \text{ моль/л.с.}$

Задача № 2. Как изменится скорость протекающей в водном растворе реакции $FeCl_3 + 3KCN \rightarrow Fe(CNS)_3 + 3KCl$ при разбавлении реагирующей смеси водой в два раза?

Дано:	Решение:
$C(\text{ионов}) < 2 \text{ раза}$	$Fe^{3+} + 3CNS^- = Fe(CNS)_3$ $V = k \cdot [Fe^{3+}] \cdot [CNS^-]^3$ <p>пусть до разбавления $[Fe^{3+}] = x$ $[CNS^-] = y$,</p> <p>тогда $V = k \cdot x \cdot y^3$.</p> <p>В результате разбавления концентрация ионов уменьшается:</p> $[Fe^{3+}] = \frac{x}{2}; [CNS^-] = \frac{y}{2}$ $\frac{V_2}{V_1} = k \cdot \frac{x}{2} \cdot \left(\frac{y}{2}\right)^3 = \frac{k \cdot x \cdot y^3}{2 \cdot 2^3} = 16$ $\frac{V_2}{V_1} = 16$ <p>Ответ: V_1</p>
$\frac{V_2}{V_1} = ?$	

Задача № 3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 55° до 100° С, если температурный коэффициент скорости этой реакции равен 2,5?

Дано:	Решение:
$\gamma = 2,5$ $t_1 = 55^\circ$ $t_2 = 100^\circ$	$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 2,5^{\frac{100 - 55}{10}} = 2,5^{4,5} = \left(\frac{5}{2}\right)^9 = \sqrt{\frac{5^9}{2^9}} = 43,7$ <p>Ответ: скорость реакции увеличивается в 43,7 раза.</p>
$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = ?$	

Задача № 4. При повышении температуры на 30° С скорость некоторой реакции увеличивается в 64 раза. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?

Дано:	Решение:
$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 64$ $t_2 = 30^\circ$	$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{30 - 0}{10}} = \gamma^3; 64 = \gamma^3; \gamma = \sqrt[3]{64}; \gamma = 4$ <p>Ответ: температурный коэффициент скорости реакции равен 4.</p>
$\gamma = ?$	

Закрепление знаний проводится в форме теста

1. Для уменьшения скорости реакции необходимо:
 - а) увеличить концентрацию реагирующих веществ
 - б) ввести в систему катализатор
 - в) повысить температуру
 - г) понизить температуру
2. С наибольшей скоростью протекает реакция:
 - а) нейтрализации
 - б) горение серы в воздухе
 - в) растворение магния в кислоте
 - г) восстановление оксида меди водородом
3. Укажите гомогенную реакцию.
 - а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
 - в) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$;
 - г) $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$.
4. Укажите гетерогенную реакцию.
 - а) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$;
 - б) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$;
 - в) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ (кат V_2O_5);
 - г) $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
5. Отметьте, какая реакция является одновременно гомогенной и каталитической.
 - а) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ (кат NO_2);
 - б) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$;
 - в) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$;
 - г) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ (кат Fe).
6. Укажите, как изменится скорость бимолекулярной газовой реакции $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ при увеличении концентрации NO_2 в три раза.
 - а) увеличится в 3 раза;
 - б) уменьшится в 6 раз;
 - в) увеличится в 9 раз;
 - г) увеличится в 6 раз.
7. Укажите какому процессу соответствует выражение закона действующих масс для скорости химической реакции $V = k[\text{O}_2]^x$.
 - а) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
 - б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$;
 - в) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$;
 - г) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$.
8. Отметьте, скорость какого процесса не изменится, если увеличить давление в реакционном сосуде (t без изменения).
 - а) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$;
 - б) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$;
 - в) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - г) $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$.
9. Рассчитайте, чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 40°C её скорость уменьшилась в 81 раз.
10. Перечислите факторы, влияющие на скорость гетерогенных реакций.

Практическое занятие № 5. Решение задач на расчет концентрации растворов

Цель работы: научиться понимать физический смысл различных способов выражения концентраций растворов и осуществлять переход от одних единиц к другим.

Теоретическая часть:
Раствор
Концентрация вещества
Молярная концентрация
Процентная концентрация
Молярная концентрация эквивалента
Моляльная концентрация
Титр раствора

Задание: осуществите расчеты. Используйте микрокалькулятор или соответствующую программу на своем смартфоне. Помните о точности округления (столько значащих цифр, сколько имеется в условии, либо до тысячных). Обратите внимание на использование внесистемных единиц при расчетах.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ: Вариант XX – ваш номер по списку в журнале группе (01, 02 и т.д.)

Задачи для самостоятельного выполнения

1. В мерную колбу на 500 мл поместили XX г гидроксида калия и довели водой до метки. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, процентную концентрацию и титр раствора. Плотность раствора принять равной 1,05 г/мл.
2. Какую массу хлорида натрия нужно взять, чтобы приготовить 3 л раствора с концентрацией 1, XX моль/л?
3. В 150 мл воды растворили 1, XX г щавелевой кислоты $H_2C_2O_4$. Рассчитайте процентную, молярную и молярную концентрацию эквивалента полученного раствора.
4. Рассчитайте титр раствора карбоната натрия, молярная концентрация которого составляет X, X моль/л.
5. В мерную колбу на 1,0 л налили раствор, в который предварительно поместили X, X0 мл концентрированного 96%-ого раствора серной кислоты пл. 1,86 г/мл, и довели водой до метки. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр полученного раствора.

Общий вывод сформулируйте о том, каким образом взаимосвязаны разные способы выражения концентраций растворов.

ПЗ № 6 Расчет температур кипения и замерзания растворов

Цель работы: научиться определять температуру замерзания криоскопическим методом и температуру кипения эбуллиоскопическим методом.

Теоретическая часть:

Температура замерзания раствора – это температура начала кристаллизации раствора. Кристаллы растворителя будут находиться в равновесии с раствором, только тогда, когда значение давления насыщенного пара растворителя одинаковые над кристаллами и над растворами.

Разность между температурами кристаллизации чистого растворителя (T_3^0) и раствора (T^0) называется понижением температуры замерзания (ΔT_3)

$$\Delta T_3 = T_3^0 - T^0 \quad \Delta T_3 = K_{кр} \times m$$

Понижение температуры замерзания раствора, равно произведению криоскопической постоянной и моляльной концентрации раствора.

Криоскопическая постоянная зависит только от свойств растворителя.

$$K_{кр} = \frac{R \times (T_30)^2 \times M_1}{1000 \times \Delta H_{пл}}$$

Температурой кипения называют, температуру равновесного фазового перехода жидкости в пар. Изменение температуры кипения равна разности между температурой кипения раствора и температурой кипения чистого растворителя. $\Delta T_{кип} = T_{кип} - T_{кип}^0$

Изменение температуры кипения раствора равна произведению эбуллиоскопической постоянной растворителя и моляльной концентрации раствора. $\Delta T_{кип} = K_{эб} \times m$

$$K_{эб} = \frac{R \times (T_0)^2 \times M}{1000 \times \Delta H_{пар}}$$

Для вычисления используют:

$$\Delta T_3 = K_{кр} \times m = \frac{K_{кр} \times g_2 \times 1000}{M_2 \times g_1} \quad K_{кр} - \text{const Криоскопическая;}$$

g_2 - масса растворённого вещества в граммах; g_1 - моляльная масса растворённого вещества; M_2 - масса растворителя.

Ход работы:

Задание 1: вычислите температуру кристаллизации и кипения 1% водного раствора глюкозы.

Задание 2: Раствор содержащий 1г C_6H_5COOH в 100г растворителя CS кипит при температуре $46,529^\circ$ $T_{кип} CS = 46,3^\circ$

Задание 3: в 800г. H_2O растворили 10г. $C_3H_8O_3$. Найти $T_{кр}$ полученного раствора.

Вывод: проделав эту работу я научилась определять температуру замерзания криоскопическим методом и температуру кипения эбуллиоскопическим методом.

Практическое занятие № 7. Составление формул мицелл

Цель работы: научиться составлять формулы мицелл зелей, прогнозировать образование коллоидных растворов при взаимодействии различных веществ в растворах.

Теоретическая часть:

Мицелла

Частица

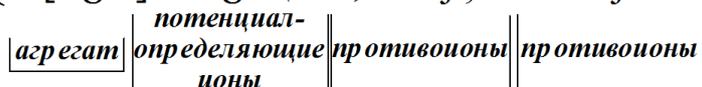
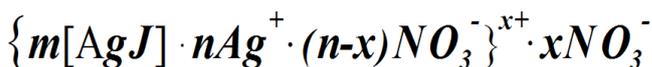
Правило Панета-Фаянса-Пескова

Адсорбция

Заряд мицеллы

Двойной электрический слой

Задание: повторите правила составления формул мицелл на примере формулы золя иодида серебра AgI , когда стабилизатором выступает нитрат серебра $AgNO_3$.



|-----|
ядро

|-----| |-----|
адсорбционный слой диффузный слой

|-----|
коллоидная частица (гранула)

|-----|
мицелла

Составьте формулы мицелл следующих золей:

Золь	Стабилизатор	Золь	Стабилизатор
AgBr	CaBr ₂	CaCO ₃	Na ₂ CO ₃
CaCO ₃	Ca(NO ₃) ₂	As ₂ S ₃	Na ₂ S
Cu(OH) ₂	NaOH	CaSO ₄	Mg(NO ₃) ₂
PbS	H ₂ S	Sn(OH) ₂	SnCl ₂
PbSO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	AgI	HI

В выводе отразите последовательность записи составных частей мицеллы и то, каким образом выбираются потенциалопределяющие ионы.

Лабораторная работа № 1. Получение коллоидных растворов различными методами

Цель работы: изучить способы получения коллоидных систем, практически получить коллоидные системы различными методами, научиться отличать коллоидные растворы от истинных растворов.

Размер частиц *коллоидных систем (золей)* находится в пределах примерно от 10^{-5} до 10^{-8} м, эти частицы имеют высокоразвитую поверхность. Системы с размером частиц около 10^{-8} - 10^{-9} м называют еще *наносистемами* («нано» – численная приставка, обозначает 10^{-9}). Интенсивное развитие нанотехнологий в последние годы делает особо актуальным изучение таких систем. Доказано, например, что многие компоненты сливочного масла находятся в нем в виде наночастиц.

Частицы коллоидных систем могут быть получены рядом методов:

а) *методами диспергирования (т.е. измельчения)* – их смысл заключается в дроблении более крупных частиц до размеров от 10^{-6} до 10^{-8} м. К этой группе методов относятся пептизация, ультразвуковое дробление, механическое дробление с помощью коллоидных мельниц и т.д.

б) *методами конденсации* – их смысл заключается в укрупнении мелких частиц, а также в соединении атомов и молекул в частицы размерами от 10^{-6} до 10^{-8} м. К этой группе методов относятся метод замены растворителя, конденсация паров, химические методы образования осадков и т.д.

в) *методом пептизации* – переход вещества из осадка (геля) в золь (коллоидный раствор).

Для фиксации хода работы и наблюдений, а также выводов необходимо в лабораторной тетради на разворот начертить таблицу:

Методы	№ опыта	Ход опыта	Наблюдения	Выводы, формулы
конденсации	Опыт 1			
	Опыт 2			
	Опыт 3			
пептизации	Опыт 4			

Материальное обеспечение: насыщенный раствор серы в спирте, 2%-й раствор хлорида железа (III) FeCl₃, раствор иодида калия KI, раствор нитрата серебра AgNO₃, раствор

аммиака NH_4OH , дистиллированная вода, пробирки, пипетка Мора, химические стаканы на 50-150 мл, электроплитка.

Ход работы:

Опыт 1. Получение коллоидного раствора серы методом замены растворителя.

В пробирку налейте 3-5 мл дистиллированной воды и добавьте 4-5 капель насыщенного раствора серы в спирте. Что наблюдается? Какой оттенок имеет опалесценция раствора?

Опыт 2. Получение коллоидного раствора гидроксида железа (III) методом гидролиза.

В химическом стакане на электроплитке доведите до кипения 30-40 мл дистиллированной воды. Как только вода начнет кипеть, осторожно влейте в нее с помощью пипетки Мора 3-5 мл 2%-ого раствора FeCl_3 . Как изменился цвет раствора? Составьте уравнение гидролиза FeCl_3 .

Опыт 3. Получение коллоидного раствора иодида серебра.

В пробирку поместите 3-5 мл (то есть заведомо избыток) раствора иодида калия KI и добавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 . Выпадает ли осадок? Что наблюдается? Составьте формулу мицеллы золя AgI с учетом взятого избытка KI .

Опыт 4. Получение коллоидного раствора гидроксида железа методом пептизации.

В химический стакан налейте 5-10 мл 2%-ого раствора FeCl_3 и по каплям добавляйте раствор аммиака NH_4OH до тех пор, пока не прекратится образование осадка. Полученный осадок необходимо промыть декантацией: для этого осторожно налейте в стакан с осадком 40-50 мл дистиллированной воды и так же осторожно ее слейте, чтобы не разрушить осадок. Декантацию повторите 3-4 раза.

Половину промытого осадка перелейте в другой стакан и добавьте туда 3-5 капель 2%-ого раствора FeCl_3 , служащего в качестве пептизатора. И в тот, и в другой стакан добавьте по 10-15 мл дистиллированной воды и взболтайте.

Стакан с осадком FeCl_3 , куда был добавлен пептизатор, поставьте на электроплитку и подогрейте. Как изменилась окраска осадка? Составьте уравнение реакции между FeCl_3 и NH_4OH , а также формулу мицеллы золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в присутствии FeCl_3 .

Помойте химические стаканы и пипетки.

Сделайте вывод о том, какие коллоидные системы и какими методами были Вами получены.

Лабораторная работа № 2. Изучение процесса набухания полимера

Цель работы: изучить процесс набухания желатина (риса, пшена и др.)

Набуханием называют процесс растворения полимера. Набухание является *самопроизвольным процессом*, который сопровождается поглощением полимером растворителя, при этом происходит увеличение массы и объема полимера. При *ограниченном набухании* процесс заканчивается набуханием полимера, при *неограниченном* – образованием молекулярного раствора.

Процесс набухания имеет огромное значение в производстве пищевых продуктов. Набуханием белков мяса регулируются органолептические свойства мясопродуктов в процессе технологических операций. Процесс выработки восстановленного молока из сухого порошка заключается в правильном проведении набухания белков молока: для этого восстановленное молоко выдерживается перед розливом при низких температурах.

Материальное обеспечение: пищевой желатин, пшено (или рис), два мерных цилиндра на 50-100 мл, часы, дистиллированная вода.

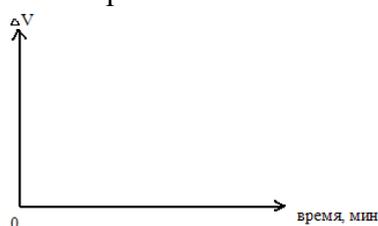
Ход работы:

1. В два мерных цилиндра поместите: в первый – желатин на 1/5 объема цилиндра, во второй – пшено (рис или другой продукт) на 1/5 объема цилиндра. В оба цилиндра налейте до 3/4 объема дистиллированной воды комнатной температуры и засеките время.

2. Через каждые 10 минут проведите отсчет показаний объема, данные занесите в таблицу. Определение проводите в течение 50-60 минут до тех пор, пока объем желатина (пшена, риса) не перестанет изменяться.

Полимер (продукт)	Относительное изменение объема полимера, ΔV ИЛИ значение объема, мл									
	0 МИН	10 МИН	20 мин	30 мин	40 мин	50 мин	60 мин	70 мин	80 мин	90 мин
Желатин										

3. На основании полученных данных постройте в тетради график – кинетическую кривую набухания в координатах объем-время или изменение объема-время:



4. Уберите рабочее место, ополосните цилиндры, остатки желатина и крупы слейте в специальный сосуд или в мусорное ведро (НИ В КОЕМ СЛУЧАЕ НЕ В РАКОВИНУ!).

5. Сделайте **вывод** на основании анализа построенного графика о типе набухания желатина и пшена. Укажите, какие полимерные соединения имеются в составе желатина и пшена.

ЛР № 3 Влияние электролитов на набухание полимера

Цель работы: Изучение влияния времени набухания на скорость набухания. Определение степени набухания, константы скорости набухания и исследование контракции высокомолекулярного соединения.

Описание установки

Измерение степени набухания проводят в приборе конструкции ЛГУ по разности между объемом жидкости, взятым для опыта, и объемом не поглощенной жидкости. Прибор (рис. 5) представляет собой градуированную и не слишком узкую трубку 3, с одной стороны которой припаян закрытый резервуар 4, а с другой – резервуар 2 с пришлифованной пробкой. Внутри резервуара припаян стеклянный стержень 1, на который помещается навеска образца полимера.

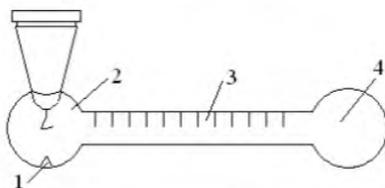


Рис. 5. Прибор для исследования кинетики набухания.

Ход работы

1. Промывают прибор перед началом опыта хромовой смесью, затем водопроводной и дистиллированной водой, ополаскивают спиртом и хорошо просушивают продуванием воздуха (например, с помощью резиновой груши). Чистота прибора очень важна, так как от неё зависит смачиваемость стенок, которая может сильно повлиять на результаты опыта.

2. Наливают в прибор, находящийся в вертикальном положении (резервуаром 2 кверху), жидкость, в которой будет проходить набухание, до верхней метки градуированной трубки (h_0).

3. Помещают в резервуар 2 на стержень 1 предварительно взвешенный на аналитических весах образец полимера.

4. Поворачивают прибор резервуаром 4 кверху и отмечают уровень -

h_0^1 .

"₀.

5. Закрывают пробкой резервуар 2 и прибор поворачивают в горизонтальное положение. Образец должен быть полностью погружен в жидкость, но жидкость не должна касаться пробки. Отмечают время начала опыта.

6. Проводят измерения через 10, 20, 30, 40, 50, 80 и 120 мин. от начала опыта. Через каждый промежуток времени прибор поворачивают в вертикальное положение (резервуаром 4 кверху) и отмечают уровень жидкости h_0^1 в градуированной трубке. После чего поворачивают прибор резервуаром 2 кверху и выжидают, чтобы вся жидкость вытекла из резервуара и отмечают положение в трубке 3 – h . Время пребывания навески ВМС вне жидкости не учитывают.

7. Заносят результаты измерений в табл. 2.

Таблица 2

Кинетика процесса набухания

Температура опыта, °С.

Навеска образца до набухания, $m_0 =$ г.

ρ – плотность растворителя, г/см³.

Время от начала опыта τ , мин	Промежутки между измерениями		Уменьшение объёма		Степень набухания, α	$\ln \frac{\alpha_{\max}}{\alpha_{\max} - \alpha_{\tau}}$	$\frac{1}{\Delta V'}$	$\frac{1}{\alpha}$	$k, \frac{1}{\text{мин}}$	
	мин	Уровень жидкости в трубке		Жидкости $\Delta V = h_0 - h$						Системы $\Delta V' = h_0' - h'$
		h	h'							
10	10									
20	10									
30	10									
40	10									
50	10									
80	30									
120	40									
									$k_{\text{ср}} =$	

Указания к составлению отчета

1. Находят объём жидкости, поглощенной полимером: $\Delta V = h_0 - h$.

2. Вычисляют степень набухания по формуле: $\alpha = \frac{\Delta V' \cdot \rho}{m_0}$.

3. Строят график зависимости $\ln \frac{\alpha_{\max}}{\alpha_{\max} - \alpha_{\tau}} = f(\tau)$ и находят константу скорости набухания (k) как тангенс угла наклона полученной зависимости к оси абсцисс.

4. Определяют постоянные уравнения контракции, используя его линейный вид:

4. Определяют постоянные уравнения контракции, используя его линейный вид:

$$\frac{1}{\Delta V'} = \frac{1}{a} + \frac{b}{a \cdot \alpha}$$

Для этого на основании уравнения строят график в координатах $\frac{1}{\Delta V'} = f\left(\frac{1}{\alpha}\right)$ (рис. 6) и определяют постоянные контракции a и b .

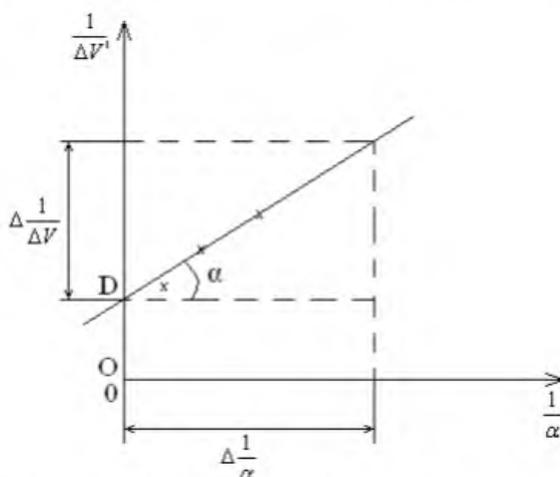


Рис. 6 – Определение констант уравнения контракции

Отрезок [OD] равен $\frac{1}{a}$, тогда константа a будет равна $\frac{1}{[OD]}$. Тангенс угла наклона этой зависимости к оси абсцисс равен константе b .

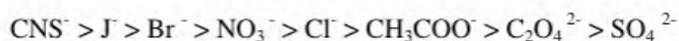
$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{\Delta \frac{1}{\Delta V'}}{\Delta \frac{1}{\alpha}} = \frac{b}{a} \text{ и тогда } b = a \cdot \operatorname{tg} \alpha$$

5. Делают вывод о характере набухания полимера в данном растворителе.

2.1.3. Факторы, влияющие на процесс набухания и растворения

Основными факторами, которые влияют на процесс набухания, являются:

1. *Температура и давление (по принципу Ле-Шателье).*
2. *Природа растворителя и полимера, т.е. их полярность.* Для хорошего набухания и растворения полярность полимера должна быть близка к полярности растворителя.
3. *Строение полимера.*
Гибкие углеводородные цепи без полярных групп неограниченно растворяются в неполярных жидкостях. Увеличение жесткости (появление полярных групп) снижает растворимость ВМС. Кристаллические полимеры не набухают и не растворяются даже в близких по полярности растворителях.
4. *Молекулярная масса полимера.*
Увеличение молекулярной массы полимера приводит к уменьшению способности к набуханию и растворению в одном и том же растворителе.
5. *pH среды*
Наименьшее набухание и растворение полиэлектролитов отвечает изоэлектрической точке, т.е. pH, при котором одинаково количество отрицательно и положительно заряженных ионных групп. Выше и ниже этой точки набухание и растворение увеличивается.
6. *Присутствие электролитов.*
Добавление к растворителю хорошо сольватирующихся ионов электролита уменьшает растворимость полярных ВМС, затрудняет процесс набухания. По влиянию на процесс набухания анионы располагаются в определенной последовательности, называемой лиотропным рядом:



—————→
степень набухания уменьшается.

Анионы впереди хлора усиливают набухание по сравнению с тем, что наблюдается в чистой воде. Анионы за хлором уменьшают степень набухания. Неодинаковое действие анионов обусловлено различной степенью их гидратации. Под действием солей большой концентрации происходит осаждение ВМС из растворов – высаливание. Понижение растворимости полимеров в присутствии электролитов объясняется тем, что вода, которая расходуется на гидратацию ионов соли, не способна участвовать в растворении полимеров. Вследствие этого, раствор в отношении ВМС из – за недостатка растворителя становится пересыщенным, что и приводит к выпадению ВМС в осадок.

7. *Степень дисперсности.*

Повышение степени дисперсности полимера способствует его набуханию, потому что уменьшаются размеры отдельных частиц, увеличивается их удельная поверхность и возрастает площадь соприкосновения фаз.

8. *Возраст полимера.*

Свежеприготовленные или специально пластифицированные полимеры набухают быстрее, чем полимеры после длительного хранения. Это обусловлено процессами синерезиса и старения, что приводит к образованию дополнительных связей между макромолекулами полимера в структурированной системе.

Практическое занятие № 8. Решение задач на расчет концентраций ионов в растворах сильных электролитов

Цель работы сформулируйте самостоятельно

Теоретическая часть:

Закон действующих масс

Химическое равновесие в растворе

Константа диссоциации слабого электролита

Произведение растворимости малорастворимого сильного электролита

Ионное произведение воды. рН и рОН

Задачи для самостоятельного выполнения

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ: Вариант XX – ваш номер по списку в журнале группе (01, 02 и т.д.)

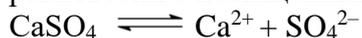
Для решения задач воспользуйтесь микрокалькулятором на своем смартфоне или непрограммируемым микрокалькулятором. Можно придерживаться образцов решения задач, разобранных на занятиях. Учтите, что задачи касаются растворов не только сильных, но и слабых электролитов. Повторите или посмотрите в ресурсах Интернета, какие соединения относятся к сильным, а какие к слабым электролитам.

1. Рассчитайте рН раствора соляной кислоты с концентрацией 0, XX моль/л.
2. Какова концентрация гидроксильных ионов и ионов водорода в растворе, рН которого равен 4, XX моль/л?
3. Рассчитайте концентрацию ацетат-ионов в растворе уксусной кислоты с концентрацией 1, XX моль/л.
4. Какова равновесная концентрация ионов свинца и растворимость сульфата свинца в дистиллированной воде при 25°C?
5. Рассчитайте степень диссоциации аммиака в растворе с концентрацией 2, XX моль/л.

В выводе напишите об особенностях расчета концентраций ионов в растворах сильных и слабых электролитов.

ПЗ № 9 Произведение растворимости Теоретические сведения

Закон действия масс применим к гетерогенной равновесной системе, состоящей из кристаллов малорастворимого электролита (соли, основания, кислоты) и его ионов в насыщенном растворе. Рассмотрим равновесия, наблюдаемые в насыщенном растворе какого-нибудь труднорастворимого вещества, например, CaSO_4 . В этой системе осадок находится в равновесии с насыщенным раствором этого вещества:



осадок раствор

При установившемся гетерогенном ионном равновесии в раствор переходит в единицу времени столько ионов, сколько их снова возвращается в осадок (вследствие ничтожно малой растворимости считаем, что степень ионизации электролита в растворе равна 1). Константа равновесия для процесса растворения осадка имеет следующий вид:

$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{CaSO}_4]_{\text{тв}}},$$

откуда, $K \cdot [\text{CaSO}_4]_{\text{тв}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Концентрация твердого вещества есть величина постоянная:

$$[\text{CaSO}_4]_{\text{тв}} = \text{const.}$$

Учитывая это, $K \cdot [\text{CaSO}_4]_{\text{тв}}$ как произведение двух постоянных величин также можно считать величиной постоянной, некоторой константой, характерной для данного вещества. Эту константу называют произведением растворимости. Её обозначают через ПР:

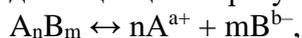
$$\text{ПР}_{\text{CaSO}_4} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Для насыщенного раствора сульфата кальция произведение растворимости при 25°C найдено равным $3,72 \cdot 10^{-5}$ г-ион²/л².

Произведение растворимости характеризует растворимость электролитов. Для бинарных электролитов растворимость численно равна

$$s = \sqrt{\text{ПР}}.$$

В общем случае, если малорастворимый электролит имеет сложный состав A_nB_m и при его диссоциации образуется более двух ионов:



то в выражении константы равновесия записывают концентрации ионов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам n и m .

Тогда

$$\text{ПР} = [\text{A}^{a+}]^n [\text{B}^{b-}]^m$$

Следовательно, для насыщенного водного раствора малорастворимого электролита произведение равновесных молярных концентраций его ионов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, при данной температуре есть величина постоянная, называемая произведением растворимости.

Сравнивая значения произведений растворимости труднорастворимых солей, можно видеть, какая из них растворяется лучше (табл. 15).

Значения ПР используются в общей химии, аналитической химии, гидрохимии, химии океана, экологии и др., т. к. позволяют количественно оценить:

- условия образования и растворения осадков;
- рассчитать растворимость труднорастворимого электролита;
- рассчитать молярную концентрацию ионов электролита в насыщенном растворе.

Из величины ПР вытекает условие образования и растворения осадка:

1. Если $[\text{A}^{a+}]^n [\text{B}^{b-}]^m = \text{ПР}$, то осадок находится в равновесии с раствором (насыщенный раствор);

2. Если $[A^{a+}]^n [B^{b-}]^m > \text{ПР}$, то осадок выпадает (перенасыщенный раствор);
 3. Если $[A^{a+}]^n [B^{b-}]^m < \text{ПР}$, то осадок растворяется (ненасыщенный раствор).

Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов при 25 °С

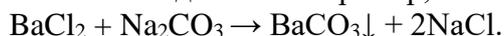
Электролит	ПР	Электролит	ПР	Электролит	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-29}$	Ni(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-18}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	CoCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-10}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Co(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$	PbCl ₂	$1,56 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ S	$5,3 \cdot 10^{-50}$	CrPO ₄	$2,4 \cdot 10^{-23}$	PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Cu(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-19}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Al(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-33}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
AlPO ₄	$5,7 \cdot 10^{-19}$	Fe(OH) ₂	$8 \cdot 10^{-16}$	Pb ₃ (PO ₄) ₂	$7,9 \cdot 10^{-43}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	Sb ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$11 \cdot 10^{-10}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	SrF ₂	$2,5 \cdot 10^{-9}$
BeCO ₃	$1 \cdot 10^{-3}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Mg(OH) ₂	$6 \cdot 10^{-10}$	ZnCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-14}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
CaHPO ₄	$2,7 \cdot 10^{-7}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$	α-ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-3}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$

Таким образом, если при той или иной химической реакции, произведение концентраций, участвующих в ней ионов станет больше произведения растворимости, то выпадает осадок труднорастворимого вещества. И наоборот, если произведение концентраций ионов данного электролита в насыщенном его растворе в результате той или иной реакции становится меньше произведения растворимости для ионов этого электролита, то осадок переходит в раствор. Из всего сказанного выше можно сделать вывод о влиянии различных факторов на образование осадков.

Влияние концентрации растворов. Труднорастворимый электролит с достаточно большой величиной ПР нельзя осадить из разбавленных растворов. Например, осадок PbCl₂ не будет выпадать при смешении равных объемов 0,1 М растворов Pb(NO₃)₂ и NaCl. При смешивании равных объемов концентрации каждого из веществ станут $0,1 / 2 = 0,05$ М или $5 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Ионное произведение $[Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = 5 \cdot 10^{-2} \cdot (5 \cdot 10^{-2})^2 = 12,5 \cdot 10^{-5}$. Полученная величина меньше $PP(PbCl_2)$, следовательно выпадения осадка не произойдет.

Влияние количества осадителя. Для возможно более полного осаждения употребляют избыток осадителя. Например, осаждаем соль $BaCO_3$:



После прибавления эквивалентного количества Na_2CO_3 в растворе остаются ионы Ba^{2+} , концентрация которых обусловлена величиной PP . Повышение концентрации ионов CO_3^{2-} , вызванное прибавлением избытка осадителя (Na_2CO_3), повлечет за собой соответствующее уменьшение концентрации ионов Ba^{2+} в растворе, т.е. увеличит полноту осаждения этого иона.

Влияние одноименного иона. Растворимость труднорастворимых электролитов понижается в присутствии других сильных электролитов, имеющих одноименные ионы. Если к ненасыщенному раствору $BaSO_4$ понемногу прибавлять раствор Na_2SO_4 , то ионное произведение, которое было сначала меньше $PP(BaSO_4)$ ($1,1 \cdot 10^{-10}$), постепенно достигнет PP и превысит его. Начнется выпадение осадка.

Это используют, например, при осаждении ценных металлов. Например, $PP AgCl$ в воде $= 1,6 \cdot 10^{-10}$. Концентрация серебра в таком растворе над $AgCl$ будет

$$[Ag^+] = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-10}} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Много это или мало? Это 1,4 мг серебра, выливаемого с каждым литром промывных жидкостей на кинофабрике. Если же мы будем промывать не водой, а 0,1н раствором $NaCl$, то

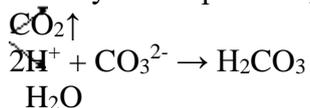
$$[Ag^+] = PP/[Cl] = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л,}$$

т.е. концентрация серебра, уносимая в растворе, уменьшится в 10 000 раз.

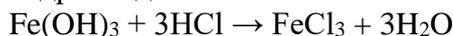
Влияние температуры. PP является постоянной величиной при постоянной температуре. С увеличением температуры PP возрастает, поэтому осаждение лучше проводить из охлажденных растворов.

Растворение осадков. Правило произведения растворимости важно для перевода труднорастворимых осадков в раствор. Предположим, что надо растворить осадок $BaCO_3$. Раствор, соприкасающийся с этим осадком, насыщен относительно $BaCO_3$. Это означает, что $[Ba^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = PP(BaCO_3)$.

Если добавить в раствор кислоту, то ионы H^+ свяжут имеющиеся в растворе ионы CO_3^{2-} в молекулы непрочной угольной кислоты:



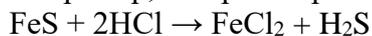
Вследствие этого резко снизится концентрация иона CO_3^{2-} , ионное произведение станет меньше величины $PP(BaCO_3)$. Раствор окажется ненасыщенным относительно $BaCO_3$ и часть осадка $BaCO_3$ перейдет в раствор. При добавлении достаточного количества кислоты можно весь осадок перевести в раствор. Следовательно, растворение осадка начинается тогда, когда по какой-либо причине ионное произведение малорастворимого электролита становится меньше величины PP . Для того, чтобы растворить осадок, в раствор вводят такой электролит, ионы которого могут образовывать малодиссоциированное соединение с одним из ионов труднорастворимого электролита. Этим объясняется растворение труднорастворимых гидроксидов в кислотах



Ионы OH^- связываются в малодиссоциированные молекулы H_2O .

Зная PP , можно объяснить, почему одни вещества растворяются, а другие – нет. И наоборот, легко объяснить, почему одни вещества выпадают в осадок, а другие – нет.

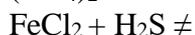
Например, FeS растворяется в соляной кислоте, а CuS – нет:



Величины значений $PP(FeS) = 3,7 \cdot 10^{-19}$, $PP(CuS) = 8,5 \cdot 10^{-45}$. Отсюда следует, что в случае сульфида меди в насыщенном растворе находится очень мало ионов S^{2-} , и молекулы H_2S не

будут образовываться, а, следовательно, равновесие в насыщенном растворе сульфида меди не будет нарушаться. Осадок не будет растворяться. В случае же сульфида железа (II) сульфид-ионов достаточно для образования молекул H_2S , и равновесие сдвигается вправо. Осадок сульфида железа (II) растворяется.

Другой пример: FeS не осаждается из раствора с помощью H_2S и осаждается раствором $(NH_4)_2S$:



Сероводородная кислота является слабой ($K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$). Отсюда ионов S^{2-} недостаточно для выполнения условия

$$[Fe^{2+}][S^{2-}] > PP,$$

и осадок не выпадает.

Сульфид аммония – сильный электролит, и сульфид-ионов достаточно для выполнения вышеуказанного условия. А это приводит к выпадению осадка.

Произведение растворимости можно использовать для селективного разделения ионов осаждением из растворов.

Например, рассмотрим осаждение ионов Ba^{2+} и Sr^{2+} из раствора, содержащего 0,010 моль/л $BaCl_2$ и 0,020 моль/л $SrCl_2$, используя концентрированный раствор Na_2SO_4 .

PP сульфатов бария и стронция определяется соотношениями

$$PP = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-9};$$

$$PP = [Sr^{2+}][SO_4^{2-}] = 7,6 \cdot 10^{-7}.$$

Следовательно, осаждение сульфата бария при наличии 0,010 моль/л ионов Ba^{2+} не будет происходить до тех пор, пока концентрация иона SO_4^{2-} не достигнет величины

$$[SO_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-9} / 0,010 = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Осаждение сульфата стронция начнётся при концентрации сульфат-иона, равной

$$[SO_4^{2-}] = 7,6 \cdot 10^{-7} / 0,020 = 3,8 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Следовательно, ионы бария начнут осаждаться первыми. При достижении концентрации сульфат-ионов величины $3,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л начнется осаждение сульфата стронция. К тому времени в растворе останется

$$[Ba^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-9} / 3,8 \cdot 10^{-5} = 3,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Это составит только 0,39% от исходного количества ионов бария. Остальные 99,6% ионов бария будут осаждены до начала выпадения осадка сульфата стронция.

Примеры решения задач на произведение растворимости.

Задача 1. Рассчитать концентрацию ионов водорода в растворе HCN ($C_M = 10^{-3} M$), если $\alpha = 4,2 \cdot 10^{-3}$.

Решение: Диссоциация цианистоводородной кислоты протекает по уравнению $HCN \leftrightarrow H^+ + CN^-$; концентрации ионов $[H^+]$ и $[CN^-]$ в растворе равны между собой (т.к. $\nu_{H^+} : \nu_{CN^-} = 1:1$, где – стехиометрические коэффициенты) т.е. $[H^+] = [CN^-] = \alpha C_M$, моль/л; Тогда $[H^+] = [CN^-] = 4,2 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-3} = 4,2 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Задача 2. Рассчитать концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе NH_4OH , концентрацией $C_M = 0,01 M$, если $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Гидроксид аммония диссоциирует следующим образом:



$$K_d = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]};$$

концентрации ионов аммония $[NH_4^+]$ и гидроксида $[OH^-]$ совпадают ($\nu(NH_4^+) : \nu(OH^-) = 1:1$), обозначим их за x :

$[NH_4^+] = [OH^-] = x$ моль/л, тогда выражение для K_d примет вид

$$10 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,01 - x. \text{ Считая, что } x \ll C_M, \text{ решаем уравнение}$$

$$10 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,01, \text{ относительно } x: x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л; } [OH^-] = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Концентрации ионов водорода и гидроксида связаны через ионное произведение воды $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$, выразим концентрацию ионов водорода $[H^+] = K_w/[OH^-]$ и рассчитаем её значение:

$$[H^+ \cdot 10^{-4}] = 10^{-14} / 4 \cdot 10^{-4} = 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Задача 3. Определить pH раствора HCl ($\alpha=1$), если $C_M = 2 \cdot 10^{-3}$ М

Решение: Диссоциация соляной кислоты протекает по уравнению



Водородный показатель $pH = -\lg[H^+] = -\lg 2 \cdot 10^{-3} = 2,7$.

Задача 4. Определить молярную концентрацию гидроксида аммония, если $pH=11$, а $K_d=1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Концентрация ионов водорода $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11}$ моль/л. Из ионного произведения воды определяем концентрацию $[OH^-] = K_w / [H^+] = 10^{-14} / 10^{-11} = 10^{-3}$ моль/л. Гидроксид аммония - слабое основание и характеризуется уравнением реакции диссоциации

$NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$. Выражение для константы диссоциации

$$K_d = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

из закона Оствальда следует, что $[NH_4^+] = [OH^-] = \alpha C_M$, а $K_d = \alpha^2 C_M$. Объединяя уравнения, получим $C_M = [OH^-]^2 / K_d = 10^{-6} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,056$ моль/л

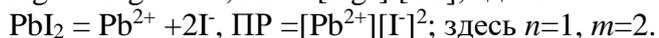
Произведение растворимости

Вещества, в зависимости от своей природы, обладают различной растворимостью в воде, которая колеблется от долей миллиграмма до сотен граммов на литр. Трудно растворимые электролиты образуют насыщенные растворы очень маленьких концентраций, поэтому можно считать, что степень их диссоциации достигает единицы. Таким образом, насыщенный раствор труднорастворимого электролита представляет собой систему, состоящую из собственно раствора, находящегося в равновесии с осадком растворенного вещества. При постоянных внешних условиях скорость растворения осадка равна скорости процесса кристаллизации:



осадок раствор

Для описания этого гетерогенного равновесного процесса используют константу равновесия, называемую произведением растворимости $PP = [K^{+m}]^n [A^{-n}]^m$, где $[K^{+m}]$ и $[A^{-n}]$ – концентрации ионов в насыщенном растворе (моль/л). Например:



PP зависит от природы растворенного вещества и температуры. PP является табличной величиной. Зная PP, можно вычислить концентрацию насыщенного раствора вещества, а также оценить его растворимость в г на 100 мл воды (величина, приводимая в справочной литературе) и определить возможности выпадения вещества в осадок.

Для уравнения (1) взаимосвязь концентрации насыщенного раствора трудно растворимого вещества (C_M , моль/л) с величиной PP определяется следующим уравнением:

$$C_M = \sqrt[n+m]{\frac{PP}{n^n m^m}},$$

где n и m – стехиометрические коэффициенты в ур. 1.

Задача 5. Концентрация насыщенного раствора (C_M) $Mg(OH)_2$ равна $1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Записать выражение для PP и вычислить его величину.

Решение: В насыщенном растворе $Mg(OH)_2$ устанавливается равновесие между осадком и раствором $Mg(OH)_2 \leftrightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$, для которого выражение PP имеет вид $PP = [Mg^{2+}][OH^-]^2$. Зная концентрации ионов, можно найти его численное значение. Учитывая полную диссоциацию

$Mg(OH)_2$, концентрация его насыщенного раствора $C_M = [Mg^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л, а $[OH^-] = 2[Mg^{2+}] = 2,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Следовательно, $PP = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1,1 \cdot 10^{-4} (2,2 \cdot 10^{-4})^2 = 5,3 \cdot 10^{-12}$.

Задача 6. Вычислить концентрацию насыщенного раствора и ПР хромата серебра, если в 0,5 л воды растворяется 0,011 г соли.

Решение: Для определения молярной концентрации насыщенного

раствора Ag_2CrO_4 воспользуемся формулой $C_M = \frac{m}{MV}$, где m – масса растворенного вещества (г), M – молярная масса (г/моль), V – объем раствора (л). $M(Ag_2CrO_4) = 332$ г/моль. $C_M = \frac{0,011}{332(0,5)} = 9,48 \cdot 10^{-5} = 1$

диссоциацией соли: $Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$, $PP = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$, где $[CrO_4^{2-}] = C_M = 9,48 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а $[Ag^+] = 2 [CrO_4^{2-}] = 1,896 \cdot 10^{-4}$.

10. Таким образом $PP = (1,896 \cdot 10^{-4})^2 \cdot 9,48 \cdot 10^{-5} = 3,4 \cdot 10^{-12}$.

Задача 7. Можно ли приготовить растворы соли $CaCO_3$ с концентрациями $CaCO_3$ $C_1 = 10^{-2}$ М и $C_2 = 10^{-6}$ М, если $PP_{CaCO_3} = 3,8 \cdot 10^{-9}$.

Решение: Зная величину ПР, можно рассчитать концентрацию насыщенного раствора соли и, сравнив ее с предлагаемыми концентрациями, сделать вывод о возможности или невозможности приготовления растворов. Растворение карбоната кальция протекает по схеме $CaCO_3 \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$. В данном уравнении $n = m = 1$, тогда

$$C_M = \sqrt[n+m]{\frac{PP}{n^n m^m}} = \sqrt[1+1]{\frac{3,8 \cdot 10^{-9}}{1^1 \cdot 1^1}} \approx 6,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

$C_1 > C_M$ – раствор приготовить нельзя, так как будет выпадать осадок;

$C_2 < C_M$ – раствор приготовить можно.

ПЗ № 10 Составление уравнений ОВР методом полуреакций

Цель: самостоятельно сформулировать

Теоретические сведения:

Ионно-электронный метод (метод полуреакций)

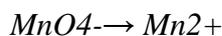
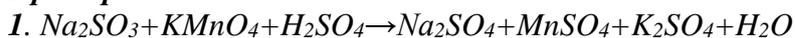
Порядок действий при подборе коэффициентов методом полуреакций:

1. Записывают схему реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах и определяют ионы и молекулы, которые изменяют степень окисления.
2. Определяют среду, в которой протекает реакция (H^+ – кислая; OH^- – щелочная; H_2O – нейтральная)
3. Составляют ионно-молекулярное уравнение каждой полуреакции и уравнивают число атомов всех элементов.
 1. Количество атомов кислорода уравнивают, используя молекулы воды или ионы OH^- .
 2. Если исходный ион или молекула содержат больше атомов кислорода, чем продукт реакции, то
 - избыток атомов кислорода в кислой среде связывается ионами H^+ в молекулы воды
 - в нейтральной и щелочной среде избыток атомов кислорода связывают молекулами воды в группы OH^-
 1. Если исходный ион или молекула содержит меньшее число атомов кислорода, чем продукт реакции, то
 - недостаток атомов кислорода в кислых и нейтральных растворах компенсируется за счёт молекул воды
 - в щелочных растворах – за счёт ионов OH^- .
4. Составляют электронно-ионные уравнения полуреакций. Для этого в левую часть каждой полуреакции добавляют (или вычитают) электроны с таким расчётом, чтобы суммарный заряд в левой и правой частях уравнений стал одинаковым. Умножаем полученные уравнения на наименьшие множители, для баланса по электронам.
5. Суммируют полученные электронно-ионные уравнения. Сокращают подобные члены и

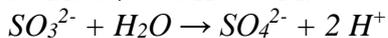
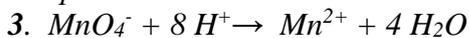
получают ионно-молекулярное уравнение ОВР

6. По полученному ионно-молекулярному уравнению составляют молекулярное уравнение.

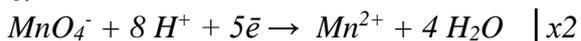
Пример:



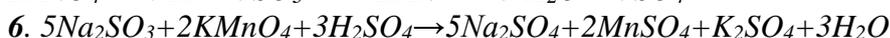
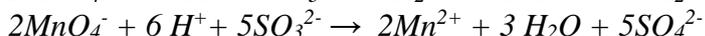
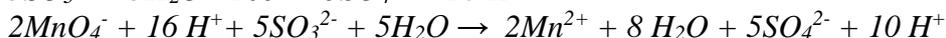
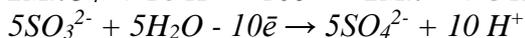
2. Среда кислая – H^+



4.



5.

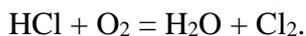
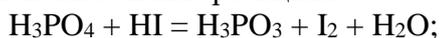


Памятка!

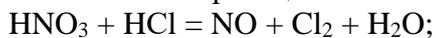
<i>Восстановители</i>			
Название восстановителя (окислителя)	Электронное уравнение	Ионно-электронное уравнение	Продукт окисления (восстановления)
Ион хрома (III) в щелочной среде	$Cr^{+3} - 3e^- = Cr^{+6}$	$Cr^{3+} + 8OH^- - 3e^- = CrO_4^{2-} + 4H_2O$	CrO_4^{2-}
Ион хрома (III) в кислой среде	$Cr^{+3} - 3e^- = Cr^{+6}$	$2Cr^{3+} + 7H_2O - 6e^- = Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$	$Cr_2O_7^{2-}$
Сероводород	$S^{-2} - 2e^- = S^0$	$H_2S - 2e^- = S + 2H^+$	S^0
Сульфит-ион	$S^{+4} - 2e^- = S^{+6}$	$SO_3^{2-} + H_2O - 2e^- = SO_4^{2-} + 2H^+$	SO_4^{2-}

Задания для самостоятельной работы

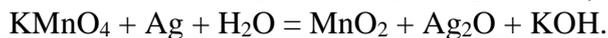
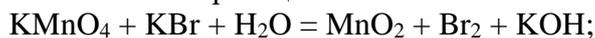
Задача 1. Методом полуреакций определите коэффициенты в данных окислительно-восстановительных реакциях



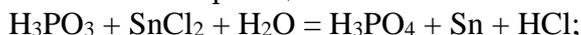
Задача 2. Методом полуреакций определите коэффициенты в данных окислительно-восстановительных реакциях



Задача 3. Методом полуреакций определите коэффициенты в данных окислительно-восстановительных реакциях



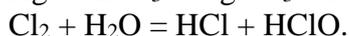
Задача 4. Методом полуреакций определите коэффициенты в данных окислительно-восстановительных реакциях



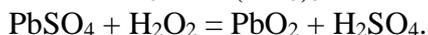
Задача 5. Методом полуреакций определите коэффициенты в данных окислительно-восстановительных реакциях



Задача 6. Методом полуреакций определите коэффициенты в данных окислительно-восстановительных реакциях



Задача 7. Методом полуреакций определите коэффициенты в данных окислительно-восстановительных реакциях



ЛР№ 4 Окислительно-восстановительные реакции в растворах

Цель работы:

Опыт 3. Окислительно-восстановительная двойственность

Перекись водорода. Определите степени окисления элементов в перекиси водорода. Почему H_2O_2 проявляет окислительно-восстановительную двойственность? Налейте в одну пробирку иодид калия, а в другую перманганат калия. Подкислите растворы разбавленной серной кислотой. В обе пробирки добавьте раствор перекиси водорода. Отметьте наблюдаемые явления. Чем является перекись водорода в этих реакциях? Запишите уравнения реакций, учитывая, что перекись водорода восстанавливается до воды, а окисляется до кислорода, составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель, подберите коэффициенты. **Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах перекиси водорода**

Графическая формула перекиси водорода: Н-О-О-Н

На основании значений ОЭО элементов определите направление смещения электронной плотности и степени окисления атомов элементов в этом соединении.



Наблюдения:

Электронный баланс:



Наблюдения:

Электронный баланс:

Выводы:

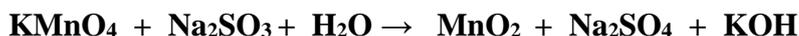
Опыт 4. Влияние характера среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.

Возьмите 3 пробирки и поместите в них раствор перманганата калия. В первую пробирку добавьте 2 капли разбавленной серной кислоты (кислая среда) во вторую пробирку добавьте 2 капли дистиллированной воды (нейтральная среда), в третью добавьте 2 капли разбавленного раствора гидроксида натрия (щелочная среда). В каждую из пробирок добавьте несколько кристалликов сульфита натрия. Отметьте наблюдаемые явления. Для всех уравнений составьте электронный баланс и подберите коэффициенты. **Сделайте вывод о влиянии среды на протекание ОВР**



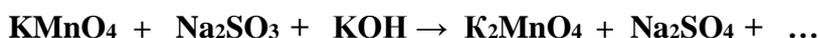
Наблюдения:

Электронный баланс:



Наблюдения:

Электронный баланс:



Наблюдения:

Электронный баланс:

Выводы:

**Опыт 5. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления
(Демонстрационный опыт)**

Поместите небольшое количество кристаллического бихромата аммония в виде горки на керамическую плитку (фарфоровую чашку или коническую воронку). Нагреть в пламени горелки стеклянную палочку и внести ее в середину подготовленной горки. Палочку подержать несколько секунд до начала реакции. Отметить наблюдаемые явления. Составьте уравнения электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. Подберите коэффициенты. **Ответьте на вопросы: почему данная реакция относится к внутримолекулярной ОВР? В чем особенность протекания таких реакций?**



Наблюдения:

Электронный баланс:

Выводы:

Опыт 6. Реакции диспропорционирования

Внесите в пробирку 5-7 капель бромной воды и добавьте к ней по каплям разбавленного раствора щелочи до обесцвечивания раствора. Запишите уравнение реакции, если продуктами являются бромид натрия, гипобромид натрия (NaBrO) и вода. Составьте уравнения электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. Подберите коэффициенты. **Ответьте на вопросы: почему данная реакция относится к реакции диспропорционирования? В чем особенность протекания таких реакций? Какие вещества склонны к реакциям такого типа?**

Уравнение реакции:

Наблюдения:

Электронный баланс:

Выводы:

ЛР№ 5 Лабораторная посуда и принадлежности

Цель работы:

Часть 1. Химическая посуда и принадлежности

Название	Рисунок	Назначение
Пробирка		
Пробирка с газоотводной трубкой		
Химический стакан		
Мерный цилиндр		
Плоскодонная колба:	коническая	
	круглая	
Круглодонная колба		
Воронка		
Стеклянная палочка		
Фарфоровая чашка		
Ступка с пестиком		
Держатель для пробирок		
Штатив для пробирок		

--	--	--

Часть 2. Лабораторный штатив и приёмы обращения с ним

Рисунок	Основные части	Приёмы обращения с лабораторным штативом
	1. _____ 2. _____ 3. _____ 4. _____ 5. _____	

Часть 3. Спиртовка и приёмы обращения с ней. Строение пламени

Рисунок	Основные части	Приёмы обращения со спиртовкой
	1. _____ 2. _____ 3. _____ 4. _____	

Общий вывод по работе _____

Лабораторная работа № 6. Качественные реакции некоторых катионов

Цель работы: изучить качественные реакции на катионы NH_4^+ , K^+ , Ca^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , освоить технику обнаружения этих ионов в растворе.

Перечень материального обеспечения составьте самостоятельно.

Задание: Найдите и занесите в конспект таблицу, отражающую аналитическую классификацию катионов.

Ход работы:

Обнаружение катионов в растворе чаще всего выполняют дробным методом, при котором исследуемые ионы обнаруживают с помощью специфических и селективных реакций в отдельных порциях исследуемого раствора в присутствии всех остальных компонентов пробы.

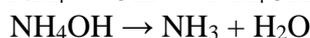
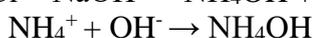
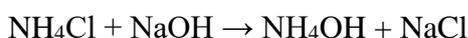
Методику выполнения анализов занесите в лабораторный журнал. Для результатов работы начертите таблицу и заполните ее первую и вторую колонки:

Катион	Реагент	Наблюдения

Проделайте реакции на катионы, пользуясь следующей методикой выполнения.

1. Качественные реакции катиона аммония NH_4^+ :

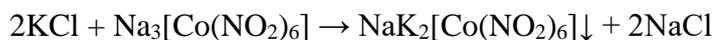
- Реакция разложения солей аммония в щелочной среде:



В пробирку вносят 1-2 раствора, содержащего ионы NH_4^+ и примерно такой же, объем раствора щелочи и осторожно нагревают, не допуская кипения и разбрызгивания раствора. Выделяющийся аммиак определяют по запаху либо по изменению окраски помещенной на горлышко пробирки влажной индикаторной бумажки.

2. Качественные реакции катиона калия K^+ :

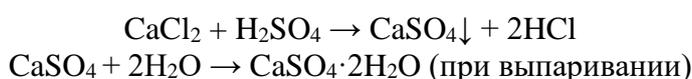
- Реакция с гексанитрокобальтатом (III) натрия:



Реакция идет в нейтральной или кислой среде. Реакции мешает ион NH_4^+ . В пробирку вносят 2 капли раствора соли калия и 2 капли свежеприготовленного раствора гексанитрокобальтата (III) натрия. Выпадает желтый осадок.

3. Качественные реакции катиона кальция Ca^{2+} :

- Микрористаллоскопическая реакция с серной кислотой:

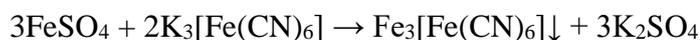


Реакция проводится на предметном стекле: на предметное стекло помещают 1 каплю раствора хлорида кальция и 1 каплю 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 , затем выпаривают на краю плитки до появления сухой каемки на границе капли и рассматривают каплю под микроскопом. Ионы Ca^{2+} образуют крупные игольчатые кристаллы гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

4. Качественные реакции катиона Fe^{2+} :

- Реакция с гексацианоферратом (III) калия:

Гексацианоферрат(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ при взаимодействии с раствором, содержащим ионы двухвалентного железа, образует темно-синий осадок «турнбулевой сини»¹:

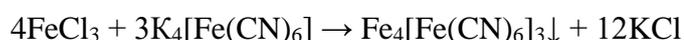


Для проведения реакции в лунку планшетки для капельных реакций поместите 1-2 капли раствора сульфата железа (II) FeSO_4 и добавьте 1-2 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование темно-синего осадка.

5. Качественные реакции катиона Fe^{3+} :

- Реакция с гексацианоферратом (II) калия:

Гексацианоферрат(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ при взаимодействии с раствором, содержащим ионы трехвалентного железа, образует темно-синий осадок «берлинской лазури»:



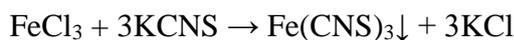
ионы трехвалентного железа с гексацианоферратом(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ осадка не образуют.

Для проведения реакции в лунку планшетки для капельных реакций поместите 1-2 капли раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и добавьте 1-2 капли раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование темно-синего осадка, сравните его цвет с цветом «турнбулевой сини».

- Реакция с роданидом калия:

¹ В действительности реакция протекает несколько по-иному, так как «турнбулева синь» и «берлинская лазурь» имеют одинаковый качественный и количественный состав и являются изомерами. В данном пособии приводится упрощенное уравнение.

Роданид калия KNCS с раствором, содержащим ионы трехвалентного железа Fe³⁺ образует соединение кроваво-красного цвета²:



Для проведения реакции в лунку планшетки для капельных реакций поместите 1-2 капли раствора хлорида железа (III) FeCl₃ и добавьте 1-2 капли раствора роданида калия KNCS. Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания.

Сделайте вывод об общих принципах проведения качественных реакций катионов.

Лабораторная работа № 7. Качественные реакции некоторых анионов

Цель работы: изучить качественные реакции на анионы Cl⁻, Br⁻, I⁻, SO₄²⁻, CO₃²⁻, освоить технику обнаружения этих ионов в растворе.

Перечень материального обеспечения составьте самостоятельно.

Задание: Найдите и занесите в конспект таблицу, отражающую аналитическую классификацию анионов.

Ход работы:

Обнаружение анионов в растворе выполняют дробным методом, при котором исследуемые ионы обнаруживают с помощью специфических и селективных реакций в отдельных порциях исследуемого раствора в присутствии всех остальных компонентов пробы.

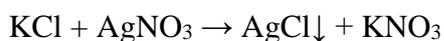
Методику выполнения анализов занесите в лабораторный журнал. Для результатов работы начертите таблицу и заполните ее первую и вторую колонки:

Анионы	Реагент	Наблюдения

Проделайте реакции на анионы, пользуясь следующей методикой выполнения.

1. Качественные реакции хлорид-аниона Cl⁻:

- *Реакция с раствором нитрата серебра:*



В пробирку внесите 5-7 капель раствора хлорида калия KCl и добавьте 2-3 капли раствора нитрата серебра AgNO₃. Наблюдайте выпадение осадка. Отметьте его цвет.

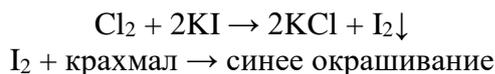
- *Реакция окисления раствором перманганата калия:*



В пробирку поместите 1-2 мл раствора хлорида калия KCl, добавьте 5-7 капель раствора перманганата калия KMnO₄ и 3-5 капель раствора серной кислоты H₂SO₄. Приготовьте кусочек фильтровальной бумаги, в его центр капните 1-2 капли крахмального раствора и 1-2 капли раствора иодида калия KI. Начните нагревать содержимое пробирки на горячей водяной бане, закрыв ее подготовленным кусочком фильтровальной бумаги. Происходит

² Приведено упрощенное уравнение реакции.

образование синего пятна вследствие выделения хлора и его взаимодействия с иодидом калия:



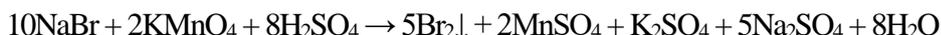
2. Качественные реакции бромид-аниона Br⁻:

- *Реакция с раствором нитрата серебра:*



В пробирку внесите 5-7 капель раствора бромида натрия NaBr и добавьте 2-3 капли раствора нитрата серебра AgNO₃. Наблюдайте выпадение осадка. Отметьте его цвет.

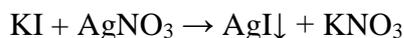
- *Реакция окисления раствором перманганата калия:*



В пробирку поместите 1-2 мл раствора бромида натрия NaBr, добавьте 5-7 капель раствора перманганата калия KMnO₄ и 3-5 капель раствора серной кислоты H₂SO₄. Бром начинает выделяться практически сразу. Для его обнаружения в пробирку добавьте 3-5 капель изоамилового спирта и осторожно встряхните содержимое пробирки. Весь выделившийся бром перейдет в неполярный верхний слой изоамилового спирта. Отметьте его окраску.

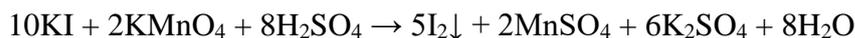
3. Качественные реакции иодид-аниона I⁻:

- *Реакция с раствором нитрата серебра:*



В пробирку внесите 5-7 капель раствора иодида калия KI и добавьте 2-3 капли раствора нитрата серебра AgNO₃. Наблюдайте выпадение осадка. Отметьте его цвет.

- *Реакция окисления раствором перманганата калия:*

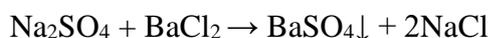


В пробирку поместите 1-2 мл раствора хлорида калия KCl, добавьте 5-7 капель раствора перманганата калия KMnO₄ и 3-5 капель раствора серной кислоты H₂SO₄. В пробирку поместите 1-2 мл раствора хлорида калия KCl, добавьте 5-7 капель раствора перманганата калия KMnO₄ и 3-5 капель раствора серной кислоты H₂SO₄ (1:3). Йод начинает выделяться практически сразу. Для его обнаружения в пробирку добавьте 3-5 капель изоамилового спирта и осторожно встряхните содержимое пробирки. Весь выделившийся йод перейдет в неполярный верхний слой изоамилового спирта. Отметьте его окраску.

4. Качественные реакции сульфат-аниона SO₄²⁻:

- *реакция с раствором хлорида бария:*

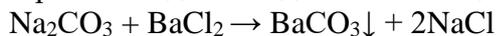
В пробирку поместите 1-2 мл раствора сульфата натрия Na₂SO₄ и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария BaCl₂. Наблюдается выпадение белого осадка, нерастворимого в серной кислоте. Чтобы проверить это, к полученному осадку прилейте 1 мл раствора серной кислоты.



5. Качественные реакции карбонат-аниона CO₃²⁻:

- *реакция с раствором хлорида бария:*

В пробирку поместите 1-2 мл раствора карбоната натрия Na_2CO_3 и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария BaCl_2 . Наблюдается выпадение белого осадка, растворимого в кислотах. Чтобы проверить это, к полученному осадку прилейте 1 мл раствора серной кислоты. Наблюдается растворение осадка с выделением бесцветного газа.



Сделайте вывод об общих принципах проведения качественных реакций анионов.

ЛР № 8 Ознакомление с техникой взвешивания

Выполнение лабораторных работ по дисциплине «Аналитическая химия» требует соблюдения определенных правил и приемов работы. Студент должен помнить, что он находится в лаборатории точных измерений, где малейшая неточность приводит к искажению результатов.

Поэтому, прежде чем, приступить к практическому выполнению анализа необходимо изучить: теоретические основы метода, освоить технику взвешивания на аналитических весах, познакомиться с техникой выполнения основных операций в гравиметрическом анализе, выбрать и подготовить лабораторную посуду.

Подготовка посуды для анализа

При выполнении гравиметрического анализа требуется следующая химическая посуда: стеклянный бюкс (весовой стаканчик, пробирка) для взвешивания твердых и жидких веществ; фарфоровые тигли для озоления фильтров и прокаливания осадков; термостойкие химические стаканы для осаждения, растворения веществ т.д.; стеклянные палочки с резиновыми наконечниками и без них для отделения осадков, перемешивания, собирания частичек осадка со стенок стакана; промывалка; воронка для фильтрования; колбы для сбора фильтрата; эксикатор для охлаждения и хранения осадков.

Стеклянная посуда должна быть тщательно вымыта, так как от ее чистоты в значительной степени зависят результаты анализа. Посуду промывают водой и загрязненные места оттирают ершами, затем тщательно моют горячим раствором соды или мыла, снова промывают водопроводной водой и ополаскивают дистиллированной водой. Посуда считается чистой, если на внутренних стенках не будет наблюдаться капель и вода будет стекать ровным слоем.

Фарфоровые тигли перед озолением в них фильтров с осадком протирают фильтрованной бумагой для удаления механических загрязнений и прокаливают до постоянной массы, определяемой взвешивание на аналитических весах. Допустимое расхождение двух последних взвешиваний не должно превышать $\pm 1 \cdot 10^{-4}$ г.

Аналитические весы и правила взвешивания на них

Аналитические весы в количественном анализе являются одним из основных приборов. К взвешиванию прибегают, например, когда берут навеску вещества для анализа, когда определяют массу полученного осадка, при приготовлении растворов точной концентрации и т.д.

Приступая к взвешиванию, нужно помнить, что аналитические весы это точный, чувствительный прибор, обращение с которым требует аккуратности и осторожности. Чтобы весы не портились, и взвешивание давало точный результат, необходимо строго соблюдать следующие правила:

1. Перед каждым взвешиванием необходимо проверить состояние весов.
2. Нельзя пытаться исправлять весы самостоятельно, необходимо обратиться к преподавателю.
3. Нельзя сдвигать весы с занимаемого места.
4. Нельзя опираться на стол, где установлены весы, во избежания нарушений условий их работы.

5. Нельзя допускать прикосновения к неарретированным весам. Взвешиваемый предмет и разновески следует класть или снимать предварительно арретировав весы. (Арретирное или балансировочное устройство повышает надежность и стабильность показаний весов).

6. Нельзя нагружать весы сверх установленного предела, следует предварительно взвешивать предмет на технических весах.

7. Нельзя ставить на чашки весов влажных и грязных предметов.

8. Нельзя взвешивать горячие или холодные предметы. Это вызывает изменение длины коромысла весов, что приводит к неправильным показаниям.

9. Нельзя касаться весов и разновесов руками. Разновесы следует брать специальным пинцетом с роговыми кончиками.

10. Нельзя путать разновесы.

11. При взвешивании сыпучих веществ, следует использовать либо часовое стекло, либо специальный стакан для взвешивания.

12. Гигроскопичные вещества, вещества выделяющие едкие пары следует взвешивать в герметично закрытых сосудах (бюксах).

13. Желательно проводить взвешивание на одних и тех же весах, пользуясь одним и тем же комплектом разновесов, для ослабления влияния погрешностей взвешивания на результат анализа.

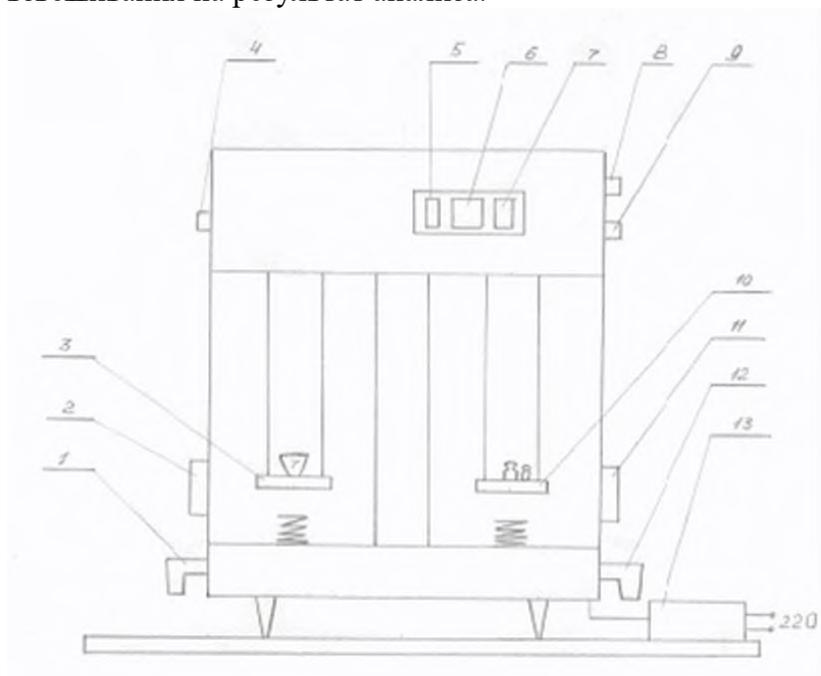


Рис. 1 Внешний вид аналитических весов ВЛР-200.

Весы лабораторные рюноплечные ВЛР-200 предназначены для взвешивания веществ массой не более 200 г с точностью $\pm 0,0001$ г. (рис. 1)

Работа на аналитических весах ВЛР-200 и отсчет показаний осуществляется в порядке, описанном ниже.

1. Включите весы через понижающий трансформатор 13 в сеть (220 В, 50 Гц)
2. Установите весы на нулевую точку; для этого в окнах 5 и 7 с помощью ручек 8 и 9 установите нули. Затем, не нагружая чашек весов 3 и 10 и не открывая дверки весов 2 и 11, включите плавным поворотом рукоятки 1 или 12 вверх до отказа; при этом в центральном окне экрана 6 появится светящаяся шкала, нулевую отметку которой следует ввести с помощью ручки 4 в отсчетную отметку экрана (рис.2). Если установить нулевую отметку не удастся необходимо обратиться к преподавателю.



Рис.2 Отсчетный экран весов ВЛР-200 при установлении нулевой точки весов

3. После установления нулевой точки плавным поворотом рукоятки 1 или 12 вниз до отказа отключите весы.

Можно приступить к взвешиванию. Массу взвешиваемого предмета стоит предварительно определить. С точность до десятой доли грамма на технических весах. Все операции по нагрузке и разгрузке чашек весов, наложение и снятие встроенных гирь, производить только при выключенных весах.

4. Откройте левую дверцу 2 шкафа весов, поместите взвешиваемый предмет на чашку весов 3 и закройте дверцу.

5. Нагружая правую чашку весов 10 накладными гирями из набора (целое число граммов) и встроенными гирями поворотом ручки 8 (при этом в окне 5 появляются цифры, соответствующие десятым долям грамма), добейтесь появления в окне 6 светящейся шкалы, ручкой 9 введите одно из ее делений в отсчетную отметку (рис. 3) и снимите показания.

Цифры на светящейся шкале в окне 6 показывают сотые и тысячные доли грамма, а в окне 7 десяти- и сотысячные. Таким образом, если число целых граммов при уравнивании оказывается равно четырем, то масса взвешиваемого груза, в случае примера, приведенного на рис. Будет равна 4,31560 г. Накладные гири из набора следует класть на чашки весов и снимать специальным пинцетом; не касаясь чашек весов и гирь руками. При снятии показаний дверцы шкафа весов должны быть закрыты.

6. Отключите весы. Разгрузите их, установив в окнах 5 и 7 нули и поместив накладные гири в футляр.

7. Выключите весы из сети.

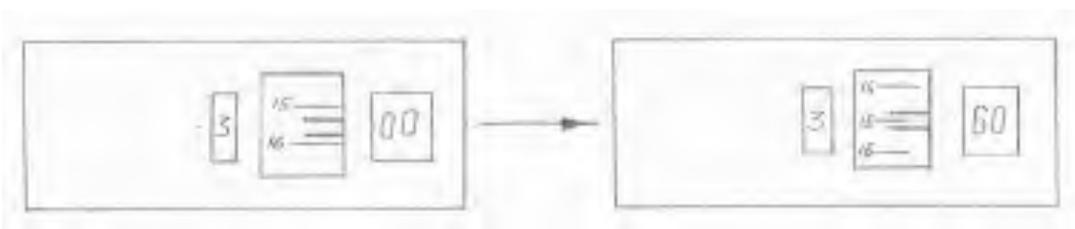


Рис. 3 Снятие показаний с экрана весов ВЛР-200.

Ход работы

Взвешивание сыпучих или жидких продуктов. Сначала точно взвешивают часовое стекло или бюкс, после чего помещают на него нужное количество анализируемого вещества и снова точно взвешивают с веществом. Разность взвешиваний дает величину взятой навески. После взвешивания вещество осторожно пересыпают в стакан, где будут проводить растворение. Для этого часовое стекло или бюкс наклоняют над стаканом, чтобы навеска сползла вниз в стакан, не пыля, что могло бы привести к потере вещества. Затем смывают в стакан оставшиеся на стекле крупинки вещества струей дистиллированной воды.

6. Взвешивание предметов. Вначале определяют примерную массу предмета на электронных весах. Затем помещают предмет на левую чашу аналитических весов с

предварительно установленной нулевой точкой, а на правую чашу весов выставляют набор разновесов, соответствующий массе предмета в целых граммах, при необходимости десятые доли грамма выставляют при помощи рукоятки 8. Поворотом ручек 1 и 12 включают весы, при этом в окошке 6 должна появиться светящаяся шкала. Поворотом ручки 9 вводят одно из делений шкалы в отсчетную отметку (рис. 3) и снимают показания.

Каждый образец взвешивают по 5 раз.

ЛР № 9 Гравиметрическое определение массовой доли влаги в пищевом продукте

Цель: отработка методики определения влажности пищевых продуктов (муки); приобретение практических умений по работе с технoхимическими весами; вычисление влажности пищевого продукта.

Обеспечение: шкаф сушильный электрический СЕШ-3М; весы лабораторные общего назначения (ошибка взвешивания $\pm 0,01$); бюксы металлические с крышками; эксикатор, мука, шпатель.

Теоретические положения:

Каждый пищевой продукт содержит определённое количество воды. Влажность – важный показатель качества сырья, полуфабрикатов и готовых изделий. Более сухие продукты имеют большую калорийность и более длительное время сохраняются без порчи.

Увеличение содержания влаги в пищевых продуктах способствует жизнедеятельности микроорганизмов, ускоряет ферментативные процессы. От влажности сырья зависит выход готовых изделий и количество воды, необходимое для замешивания теста (сухая мука имеет более высокую водопоглотительную способность, чем влажная).

Влажность муки не должна превышать 15%. Мука с повышенной влажностью относится к нестандартным продуктам и требует подсушивания.

В аналитической химии массовую долю воды определяют гравиметрическим методом (методом отгонки).

Метод отгонки (полное отделение исследуемого компонента в виде летучего соединения с последующим взвешиванием осадка).

Влагу, находящуюся в навеске исследуемого продукта, переводят в парообразное состояние и удаляют пар в окружающую среду. Массовую долю влаги в продукте определяют по разнице массы навески до и после высушивания.

Схема метода: взвешивание исходного материала ® отгонка исследуемого компонента (H_2O) ® взвешивание сухого остатка ® расчёт массы удалённого компонента (H_2O).

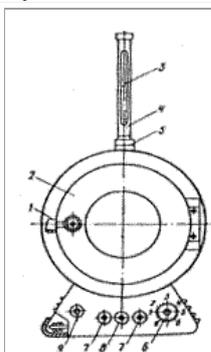
$$\omega(H_2O) = \frac{m_{\text{удалённого компонента}}}{m_{\text{исходного материала}}} \cdot 100\%$$

$$\omega(H_2O) = \frac{m_{\text{удалённого компонента}}}{m_{\text{исходного материала}}} \cdot 100\%$$

$m(H_2O)$ – масса удалённого компонента H_2O ;

$$m(H_2O) = m_{\text{навески}} - m_{\text{остатка}}$$

Определение влажности продукта является одновременно определением содержания сухих веществ и наоборот.



Сушильный шкаф 2В-151: 1 – подставка; 2 – двери; 3 – контрольный термометр; 4 – оправа; 5 – кольцо; 6 – ручка; 7 – предохранитель; 8 – тумблер; 9 – индикатор. При исследовании большинства пищевых продуктов содержание влаги (сухого вещества) определяют высушиванием навески: а до постоянной массы при атмосферном давлении и температуре 98 – 100⁰С или 100 -105⁰С (арбитражный метод); а разовым – при температуре 130⁰С в течение строго определенного времени (основной или стандартный метод); а до постоянной массы с использованием или без использования инертного газа в условиях вакуума при 68 -70⁰С и ниже.

Для определения влажности продуктов пищевых производств широко используют как прямые, так и непрямые методы.

Ø *Прямыми методами* из продукта удаляют воду и определяют её массовую долю.
 Ø *Непрямыми методами* (высушивание, рефрактометрия, по плотности и электропроводности раствора) в исследуемом продукте определяют содержание сухих веществ (сухого остатка). К непрямым методам относится метод, основанный на взаимодействии воды с определёнными реагентами.

Ход проведения анализа:

Влажность определяют в двух параллельных навесках. Определение влажности проводят в соответствии с ГОСТ 9404-88 «Мука и отруби. Метод определения влажности».

Берут два чистых просушенных металлических бюкса и взвешивают их с точностью не больше 0,01г.

Муку тщательно перемешивают, отбирают шпателем из разных мест и помещают в каждый взвешенный бюкс навеску продукта массой (5,00 ± 0,01), г.

Нагревают сушильный шкаф до 140⁰С и быстро помещают открытые бюксы с навесками продукта в шкаф.

Высушивание навесок проводят в течение 40 мин. В конце высушивания бюксы вынимают из сушильного шкафа и переносят в эксикатор для полного охлаждения приблизительно на 20мин.

Охлаждённые бюксы взвешивают с точностью до 0,01 г.

Влажность продукта вычисляют по формуле:

$$\omega(H_2O) = \frac{m(H_2O) \times 100\%}{m_{\text{навески}}}$$

$$\omega(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{m_{\text{навески}}}$$

де $m(H_2O) = m(\text{навески}) - m(\text{остатка})$

Вычисления проводят до второго знака после запятой, потом результаты определения влажности округляют до десятых. Допустимое расхождение между результатами двух параллельных определений не должно превышать 0,2%.

За конечный результат анализа берут среднее арифметическое результатов двух параллельных определений.

Протокол лабораторной работы:

№ п/п	Масса бюкса,	Масса навески, г	Масса бюкса с навеской, г	Масса удалённой воды, г	Массовая доля воды (влажность), %
	г				
	<i>до</i>				
	<i>после</i>				
	<i>высушивания</i>				
	<i>высушивания</i>				

Расчёты:

$W(H_2O) =$

$W(H_2O) =$

Вывод: влажность муки составила _____, ГОСТ _____

Лабораторная работа № 10. Кислотно-основное титрование

Цель работы: ознакомиться с аппаратурой титриметрического метода анализа, освоить приемы титрования

Титрованием называют процесс постепенного добавления раствора точно известной концентрации к исследуемому раствору. Одной из основных стадий этого процесса, во многом определяющей точность объемного метода, является установление конечной точки титрования, называемой точкой эквивалентности. Точку эквивалентности определяют визуально по изменению цвета раствора, индикатора, появлению помутнения

либо инструментальными методами. В основе кислотно-основного титрования лежит реакция нейтрализации – взаимодействие кислоты и основания.

Задание:

Рассмотрите устройство бюретки с краном и бюретки с зажимом Мора. По указанию преподавателя заполните бюретку титрантом. Проведите установку молярной концентрации эквивалента предложенного преподавателем раствора – для этого необходимо:

- отмерить в колбу для титрования некоторое известное количество исследуемого раствора
- добавить в исследуемый раствор, находящийся в конической колбе, 3-5 капель индикатора и перемешать
- провести титрование до точки эквивалентности (пронаблюдайте изменение окраски раствора)
- снять показания с бюретки и произвести расчет.

Ход работы:

Перечень материального обеспечения составьте самостоятельно.

Установление концентрации раствора щавелевой кислоты по раствору гидроксида натрия.

Раствор NaOH с концентрацией 0,1 моль/л наливают в бюретку, предварительно тщательно вымытую и ополоснутую раствором NaOH. Отбирают пипеткой вместимостью 10,0 мл раствор щавелевой кислоты $H_2C_2O_4$, концентрацию которого требуется установить. Переносят в колбу для титрования, добавляют 4-5 капель раствора индикатора фенолфталеина. Под колбу подкладывают лист белой бумаги. Титруют раствором NaOH до появления бледно-малиновой окраски, не исчезающей при взбалтывании в течение 30 сек. Это точка эквивалентности. Титрование проводят не менее трех раз, чтобы разница между параллельными титрованиями не превышала 0,1 мл и находят среднее значение объема титранта.

Перенесите в тетрадь таблицу и заполните ее:

1 титрование, мл	2 титрование, мл	3 титрование, мл	Среднее, мл

Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора щавелевой кислоты $H_2C_2O_4$ по закону эквивалентов:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Вывод: молярная концентрация эквивалента раствора щавелевой кислоты составила ... моль/л.

ПЗ № 11 Обработка результатов титриметрического титрования

Цель:

Теоретические сведения

2.1. Понятия о растворах.

Стандартным раствором называется раствор с точной известной концентрацией, применяемый для определения концентраций других растворов.

Для приготовления из химически чистого вещества раствора требуемой концентрации растворяют строго определенную навеску вещества в небольшом количестве воды и полученный раствор разбавляют до определенного объема.

2.2. Виды концентраций, применяемых в химических анализах.

Однонормальным (1 н.) раствором называют раствор, в 1 л которого содержится 1 г-экв растворенного вещества. Раствор, содержащий в 1 л 2 г-экв растворенного вещества, называют двухнормальным (2 н.), 0,5 г-экв — полунормальным (0,5 н.), 0,1 г— децинормальным (0,1 н.), 0,01 г-экв — сантинормальным (0,01 н.) и т. д.

Нормальность раствора указывает количество грамм-эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора, или количество миллиграмм-эквивалентов его, содержащихся в 1 мл раствора.

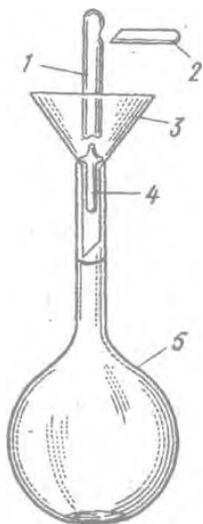
Молярность раствора указывает количество молей растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора.

2.3. Техника приготовления стандартных растворов методом навески х.ч. вещества.

Для приготовления 0,1 н. раствора Na_2CO_3 , грамм-эквивалент которого равен 0,5 моль (53,00 г), отвешивают на аналитических весах 5,3000 г х. ч. Na_2CO_3 . Аккуратно переносят навеску в мерную колбу емкостью 1 л и растворяют вещество в дистиллированной воде. Доведя объем раствора до 1 л, плотно закрывают колбу пробкой и раствор хорошо перемешивают.

Для приготовления стандартных растворов можно брать навеску х. ч. вещества, которая лишь приблизительно соответствует рассчитанной, но отвешена с точностью до 0,0002 г. Приготовив из взятой навески определенный объем раствора, вычисляют его нормальность.

Концентрации растворов, приготовленных из навески таких веществ будут лишь приближительными.



2.4. Техника приготовления стандартных растворов из фиксанала.

Фиксаналы — это точно отвешенные количества твердых химически чистых веществ или точно отмеренные объемы их растворов, помещенные в запаянные стеклянные ампулы. Чаще всего ампула содержит 0,1 или 0,01 г-экв вещества. Большинство фиксаналов хорошо сохраняется, в таком виде и с течением времени не изменяются.

Чтобы приготовить раствор из фиксанала, содержимое ампулы количественно переносят в мерную колбу, раствор разбавляют дистиллированной водой, доводя его объем до метки.

Делают это следующим образом: находящиеся в коробке с фиксаналом бойки обмывают водой. Один боек 4 вставляют (рис. 1) в чистую химическую воронку 3 таким образом, чтобы длинный конец бойка вошел в трубку воронки, а короткий (острый) конец ее был направлен кверху; крестовидное утолщение бойка упирается в нижнюю часть конуса воронки. Воронку вместе с бойком вставляют в чистую мерную колбу 5. Ампулу 1 обмывают сначала теплой, а затем холодной

дистиллированной водой, чтобы смыть этикетку и

дно хорошо вымытой ампулы ударяют там, где углубление, о боек в воронке и разбивают дно ампулы. Не изменяя положения ампулы над воронкой, вторым бойком 2 пробивают верхнее углубление на ней. Содержимое ампулы выливается (или высыпается) в мерную колбу, не изменяя положения ампулы, в образовавшееся верхнее отверстие от вставляют

оттянутый в капилляр конец трубки промывали и сильной струей промывают ампулу изнутри. Затем струей воды из промывали хорошо промывают наружную поверхность ампулы и воронку с бойком. Удалив ампулу из воронки, доводят уровень жидкости в колбе до метки. Колбу плотно закрывают и тщательно перемешивают раствор.

2.5. Виды измерения точных объемов растворов.

Помимо обычной химической посуды, в титрометрическом анализе широко применяют мерную посуду, которая служит для точного измерения объемов растворов.

Мерные колбы представляют собой круглые плоскодонные, стеклянные сосуды с длинной узкой шейкой (горлом) с кольцевой меткой.

Мерные колбы служат для измерения объемов растворов, приготовления растворов определенной концентрации. Объем жидкости вмещаемой колбой, выражают в миллилитрах

На колбе указывают ее емкость и температуру (*обычно 20° С*), при которой эта емкость измерена.

Пипетки представляют собой длинные узкие стеклянные трубки, расширенные в средней части; один конец трубки оттянут; трубка снабжена кольцевой меткой. Некоторые пипетки имеют цилиндрическую форму. Пипетки служат для отмеривания небольших объемов растворов и перенесения определенного объема раствора из одного сосуда в другой. Объем жидкости, вмещаемой пипеткой, выражают в миллилитрах. На расширенной части пипетки указывают ее ёмкость и температуру (*обычно 20° С*), при которой эта емкость измерена.

Измерительные пипетки небольшой емкости не имеют расширения и градуированы.

Бюретки представляют собой узкие, градуированные по длине цилиндрические стеклянные трубки. Один конец бюретки сужен и снабжен стеклянным краном или резиновой трубкой, соединенной с капилляром, через который из бюретки выливается раствор.

Обычно бюретки градуируют на миллилитры и доли миллилитра. Для отсчета объемов растворов, расходуемых на титрование, на бюретке нанесены деления и цифры. Нулевое деление помещено в верхней части бюретки.

В макрометоды применяют бюретки емкостью 25—50. мл.

Такие бюретки градуируют с точностью до 0,1 мл. Отсчет производят с точностью до сотых долей миллилитра; объемы бесцветных растворов отсчитывают по нижней части мениска, окрашенных – по верхней части.

2.6. Выдача расчетных заданий.

ЗАДАЧА1.

В 200мл раствора гидроксида кальция содержится 3,705г Ca(OH)_2 . Рассчитать нормальную концентрацию раствора.

ЗАДАЧА2.

В 200мл раствора гидроксида кальция содержится 3,705г Ca(OH)_2 . Рассчитать молярную концентрацию раствора.

ЗАДАЧА3.

В 250мл раствора гидроксида калия содержится 2,345 КОН. Рассчитать нормальную концентрацию раствора.

ЗАДАЧА4.

В 250мл раствора гидроксида калия содержится 2,345 КОН. Рассчитать молярную концентрацию раствора

Лабораторная работа № 11. Окислительно-восстановительное титрование

Цель работы: определить концентрацию раствора перманганата калия по щавелевой кислоте (или оксалату натрия)

Метод окислительно-восстановительного титрования заключается в титровании раствора восстановителя титрованным раствором окислителя или в титровании раствора окислителя титрованным раствором восстановителя. В качестве титрованных растворов окислителей нашли применение растворы перманганата калия KMnO_4 (перманганатометрия), дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (дихроматометрия), иода I_2 (иодометрия).

При перманганатометрическом титровании в кислой среде ион MnO_4^- (малиновая окраска) переходит в Mn^{2+} (бесцветный).

Установление концентрации раствора титриметрическим методом называется его стандартизацией.

Перечень материального обеспечения составьте самостоятельно.

Ход работы:

1. Заполните бюретку исследуемым раствором перманганата калия KMnO_4 . Отсчет показаний ведите по нижнему мениску.
2. В колбу для титрования поместите 10,0 мл 0,1N раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ или оксалата натрия $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, добавьте 4-5 мл раствора серной кислоты.
3. Нагрейте содержимое колбы на электроплитке до температуры 70-75°C. Кипятить подкисленный раствор щавелевой кислоты нельзя, так как это вещество разлагается.
4. Подложите под колбу лист белой бумаги. Титруйте исследуемым раствором перманганата калия по каплям, пока от одной добавленной капли раствор в колбе не приобретет окраску.
5. Зафиксируйте точку эквивалентности, снимите показания с бюретки. Определение нужно повторить 2-3 раза – до сходящихся результатов.

Поведите расчет по закону эквивалентов:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Вывод: молярная концентрация эквивалента раствора перманганата калия составляет моль/л.

Лабораторная работа № 12. Установление концентрации раствора

Цель работы: научиться проводить определение концентрации раствора титриметрическим методом

Задание: определить общую жесткость воды методом комплексонометрического титрования

При комплексонометрическом титровании определяемый компонент в растворе титруется раствором комплексона, чаще всего этилендиаминотетрауксусной кислоты (ЕДТА, комплексона II) или ее динатриевой соли (комплексона III или трилона Б). Комплексоны являются лигандами и образуют со многими катионами комплексы. Индикаторами точки эквивалентности обычно служат лиганды, образующие с анализируемым ионом окрашенное комплексное соединение.

Метод комплексонометрического титрования используется, в частности, для определения общей жесткости воды. Общая жесткость воды – суммарная концентрация в воде ионов кальция Ca^{2+} и магния Mg^{2+} .

Жесткость воды принято выражать в ммоль/л ($1 \text{ ммоль/л} = 10^{-3} \text{ моль/л}$)

Пользуясь ресурсами Интернета, найдите информацию и зафиксируйте в тетради:

1. Каковы значения жесткости воды для жесткой и мягкой воды?
2. Какова жесткость воды в Санкт-Петербурге? В Красном селе?
3. Какая оптимальная жесткость воды для приготовления пищи?

Перечень материального обеспечения составьте самостоятельно.

Порядок определения жесткости воды:

- 1) Заполните бюретку 0,05Н раствором трилона Б.
- 2) В колбу для титрования поместите 100 мл исследуемой воды
- 3) Добавьте несколько крупинок индикатора – смеси эриохрома черного «Т» с хлоридом натрия, слегка перемешайте до приобретения водой заметной окраски (вишневой или синеватой)
- 4) Подложите под колбу лист белой бумаги. Титруйте по каплям. Титрование прекращайте в момент перехода окраски индикатора – это точка эквивалентности.
- 5) Титрование повторите 2-3 раза, возьмите среднее значение.
- 6) Рассчитайте общую жесткость исследуемой воды:

$$Ж = C_{\text{H(трилона Б)}} \cdot V(\text{трилона Б}) \cdot 1000 / V(\text{воды}) \quad [\text{ммоль/л}]$$

Вывод: общая жесткость исследуемой воды составила ммоль/л.

ЛР № 13 Комплексонометрическое титрование

Цель: продолжить приобретение практических умений проведения титрования, освоить комплексонометрический метод определения содержания кальция в растворе и общей жесткости воды.

Необходимая посуда и реактивы: штативы, бюретки на 25 мл, мерные пипетки на 10 и 100 мл, груши, мерные колбы на 100 мл, цилиндры, колбы для титрования на 100 и 250 мл, 0,05н. раствор трилона Б, 2н. раствор NaOH, аммонийный буферный раствор, раствор CaCl_2 , мурексид, хромоген черный.

Порядок выполнения работы:

А. Определение содержания иона Ca^{2+} в растворе хлорида кальция (контрольно-аналитическая задача)

Подготовить к работе бюретку, заполнить ее 0,05н. раствором трилона Б. Полученный от преподавателя в мерной колбе на 100 мл раствор CaCl_2 довести дистиллированной водой до метки и перемешать. В три колбы для титрования на 100 мл отобрать пипеткой по 10 мл исследуемого раствора, добавить цилиндром по 3 мл 2н раствора NaOH и на кончике шпателя индикатор мурексид до появления малиновой окраски. Затем медленно оттитровать содержимое колбы трилоном Б при энергичном перемешивании до перехода малиновой окраски в фиолетовую, не исчезающую в течение 3-х минут. Из трех

сходящихся результатов рассчитать средний объем трилона Б и массу CaCl_2 в анализируемом растворе, используя формулы (27) и (34) (см. пособие с. 38, 43).

Результаты титрования:

№ титрования Объем титранта, мл Средний объем титранта, мл

$$V_1 = \quad V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V_4 =$$

$$Э(\text{CaCl}_2) =$$

$$m(\text{CaCl}_2) = \frac{C(\text{тр.Б}) \cdot V(\text{тр.Б}) \cdot Э(\text{CaCl}_2) \cdot V_{\text{колбы}}}{V_{\text{титранта}} \cdot 1000} =$$

Общая жесткость воды обусловлена суммарным содержанием растворенных в ней солей кальция и магния.

В колбу для титрования на 250 мл мерной пипеткой отобрать 100 мл водопроводной воды, добавить в колбу цилиндром 5 мл аммонийной буферной смеси, затем на кончике шпателя индикатор эриохром черный (хромоген черный) до окрашивания раствора в винно-красный цвет. Оттитровать содержимое колбы 0,05н. раствором трилона Б при постоянном и тщательном перемешивании *до перехода винно-красной окраски через фиолетовую в сине-голубую*. При появлении фиолетовой окраски титрование следует вести осторожно, чтобы не перетитровать раствор. Повторить титрование 2-3 раза до получения сходящихся результатов. Рассчитать средний объем титранта и общую жесткость воды в ммоль·экв/л.

Результаты титрования:

№ титрования Объем титранта, мл Средний объем титранта, мл

$$V_1 = \quad V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V_4 =$$

$$Ж_{\text{общ}} = \frac{C(\text{тр.Б}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{тр.Б})}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000 =$$

Сделайте вывод о степени жесткости воды (см. пособие с. 66).

Вывод:

ЛР № 14 Определение общей жесткости питьевой воды

Цель: продолжить приобретение практических умений проведения титрования, освоить комплексонометрический метод определения содержания кальция в растворе и общей жесткости воды.

Необходимая посуда и реактивы: штативы, бюретки на 25 мл, мерные пипетки на 10 и 100 мл, груши, мерные колбы на 100 мл, цилиндры, колбы для титрования на 100 и 250 мл, 0,05н. раствор трилона Б, 2н. раствор NaOH, аммонийный буферный раствор, раствор CaCl₂, мурексид, хромоген черный.

Порядок выполнения работы:

А. Определение содержания иона Ca²⁺ в растворе хлорида кальция (контрольно-аналитическая задача)

Подготовить к работе бюретку, заполнить ее 0,05н. раствором трилона Б. Полученный от преподавателя в мерной колбе на 100 мл раствор CaCl₂ довести дистиллированной водой до метки и перемешать. В три колбы для титрования на 100 мл отобрать пипеткой по 10 мл исследуемого раствора, добавить цилиндром по 3 мл 2н раствора NaOH и на кончике шпателя индикатор мурексид до появления малиновой окраски. Затем медленно оттитровать содержимое колбы трилоном Б при энергичном перемешивании *до перехода малиновой окраски в фиолетовую, не исчезающую в течение 3-х минут*. Из трех сходящихся результатов рассчитать средний объем трилона Б и массу CaCl₂ в анализируемом растворе, используя формулы (27) и (34) (см. пособие с. 38, 43).

Результаты титрования:

№ титрования Объем титранта, мл Средний объем титранта, мл

$$V_1 = \quad V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V_4 =$$

$$Э(\text{CaCl}_2) =$$

$$m(\text{CaCl}_2) = \frac{C(\text{тр.Б}) \cdot V(\text{тр.Б}) \cdot Э(\text{CaCl}_2) \cdot V_{\text{колбы}}}{V_{\text{пипетки}} \cdot 1000} =$$

Общая жесткость воды обусловлена суммарным содержанием растворенных в ней солей кальция и магния.

В колбу для титрования на 250 мл мерной пипеткой отобрать 100 мл водопроводной воды, добавить в колбу цилиндром 5 мл аммонийной буферной смеси, затем на кончике шпателя индикатор эриохром черный (хромоген черный) до окрашивания раствора в винно-красный цвет. Оттитровать содержимое колбы 0,05н. раствором трилона Б при постоянном и тщательном перемешивании *до перехода винно-красной окраски через фиолетовую в сине-голубую*. При появлении фиолетовой окраски титрование следует вести осторожно, чтобы не перетитровать раствор. Повторить титрование 2-3 раза до получения сходящихся результатов. Рассчитать средний объем титранта и общую жесткость воды в ммоль·экв/л.

Результаты титрования:

№ титрования Объем титранта, мл Средний объем титранта, мл

$$V_1 = \quad V_{\text{ср}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

$$V_2 =$$

$$V_3 =$$

$$V_4 =$$

$$J_{\text{общ}} = \frac{C(\text{тр.Б}) \cdot V_{\text{сп}}(\text{тр.Б})}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000 =$$

Сделайте вывод о степени жесткости воды (см. пособие с. 66).

Вывод:

ЛР№ 15 Определение жесткости минеральной воды

Цель работы: овладение методом количественного анализа питьевой воды по показателям постоянной и временной жесткости.

ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ — это массовое количество химического элемента, которое присоединяет или замещает 1,008 массовых частей (м.ч.) водорода или 8 м.ч. кислорода. В ходе реакций элементы соединяются в количествах, соответствующих их химическим эквивалентам.

Численно химический эквивалент выражается в любых массовых единицах, соответствующих массовости данной реакции. Например, массовость лабораторных опытов - граммы и миллиграммы, а количества реагирующих веществ запишем как г.экв или мг.экв. В океанах, атмосфере, в Земном ядре происходят реакции с массовостью т.экв и Мт.экв.

ПРОИЗВЕДЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА НА ВАЛЕНТНОСТЬ ВЕЩЕСТВА РАВНО АТОМНОЙ МАССЕ ЭЛЕМЕНТА.

Исходя из этого правила производятся все расчеты химических реакций с помощью Периодической системы элементов Менделеева.

НОРМАЛЬНЫЙ РАСТВОР содержит в 1 кубическом дециметре (литре) один г.экв растворенного вещества. Для наглядности сравнения нормальной и процентной концентраций рассмотрим подсчет процентности децинормального раствора соляной кислоты. (0,1N HCl), который используется при титровании в данной работе.

Для подсчетов возьмем массовые числа H(1,008) и Cl(35,45), сложим их (36,458), округлим (36), вычислим 0,1 (3,6). Значит, один литр 0,1N раствора HCl содержит 3,6 г кислоты, а в 100 г этого раствора - 0,36г HCl. Округленно процентность такого раствора - 0,4 %.

ТИТР - в объемном химическом анализе - концентрация раствора реактива, число граммов вещества в 1 мл раствора.

ТИТРОВАНИЕ - это метод объемного химического анализа, состоящий в постепенном струйно-капельном приливании реактива известной концентрации к известному объему другого реактива, концентрацию которого нужно установить в ходе опыта.

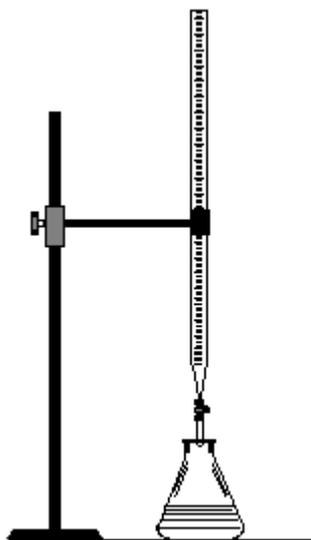


Рис. 1 Установка для титрования

ИНДИКАТОР МЕТИЛОВЫЙ ОРАНЖЕВЫЙ, цветовой определитель рН среды.

рН < 3 кислая среда - красный (розовый)

рН = 5,5 нормальная - оранжевый

рН > 7 щелочная - желтый (светло-желтый)

Титрование происходит в присутствии индикатора рН среды, по изменению цвета которого и прекращают титрование. Установка для титрования приведена на рисунке 1. Она состоит из металлического штатива, на котором закреплена стеклянная бюретка с кислотой и колбы с анализируемой жидкостью.

Существует пропорция для вычисления неизвестной концентрации примесей в анализируемой жидкости. Выведем ее из уравнения:



где известна нормальность (0,1) и количество кислоты, пошедшей на титрование. Количество анализируемой жидкости задано условием опыта, но может быть любое. Зная эквивалент Ca (20,04), эквивалент соляной кислоты HCl (36,5) и считая, что 1 литр нормального раствора HCl прореагирует с 20,04 г Ca²⁺, принимаем, что 1 мл 0,1N HCl соответствует 2,004 мг Ca²⁺. Установив опытным путем объем кислоты V HCl, пошедший на титрование 50 мл жесткой воды, можно определить количество мг Ca²⁺, содержащегося в этом объеме исследуемой воды, а затем и в литре такой воды, умножив полученную величину на 1000:50=20

1 мл 0,1N HCl ® 2,004 мг Ca

V 0,1N HCl ® X мг Ca

Рисунок 2 иллюстрирует как правильно проводить отсчет объема жидкости в бюретке: а – правильный отсчет; б – завышенный отсчет; в – заниженный отсчет.

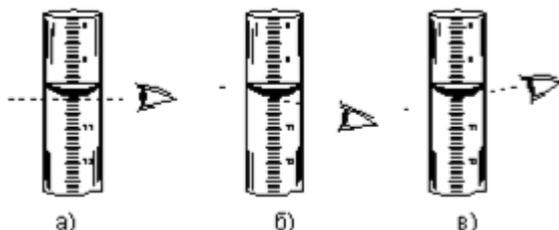


Рис. 2. Способ отсчета по мениску жидкости

Меры предостороженности при проведении работ с химическими реактивами:

1. Работайте всегда на одном и том же месте.

2. Не загромождайте рабочий стол свертками, папками, книгами.
3. Запрещается приносить в лабораторию съестное, напитки, использовать жевательную резинку во время работы.
4. Соблюдать в лаборатории тишину и чистоту.
5. Перед каждой лабораторной работой внимательно изучить теоретический материал по указанной теме.
6. Приступить к опыту только после того, как уяснена его цель и порядок выполнения.
7. Особая осторожность требуется при работе со стеклянной посудой и приборами.
8. При нагревании стеклянных колб на плитке подложите асбестовую ткань.

9. Децинормальные растворы солей, кислот и щелочей имеют низкую процентную концентрацию, но при работе с ними не следует забывать общие правила предосторожности при работе с химическими веществами.

10. Особого внимания требует фильтрация горячего раствора. При переливании его из колбы в воронку с фильтром следует сложить салфетку углом и сделать защитный выступ под рукой из ткани.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Соли кальция и магния, растворенные в воде, вызывают ее жесткость. Показатель жесткости выражается в мг.экв/литр. Один мг.экв жесткости соответствует содержанию в литре воды 20,04 мг Ca^{2+} или 12,16 мг Mg^{2+} .

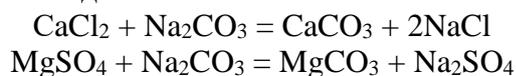
Различают жесткость постоянную и временную.

Временная жесткость обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, она устраняется длительным кипячением



Эта реакция обратима (равновесна), так как при контакте CO_2 с раствором можно снова получить кислую соль. Только при кипячении CO_2 улетучивается и равновесие смещается в сторону нерастворимой соли.

Постоянная жесткость - это жесткость кипяченой воды, вызывается присутствием в воде хлоридов и сульфатов кальция и магния двухвалентных. Большие значения жесткости опасны отложениями внутри водопроводных и особенно водонагревательных систем нерастворимого осадка, выводящего из строя оборудование. Борьба с этим явлением сводится к связыванию ионов кальция и магния в нерастворимые соли до подачи такой воды в системы водоснабжения



Общая жесткость воды - это сумма постоянной и временной жесткости. Обычно показатели временной жесткости в несколько раз превышают индексы постоянной.

Фактор жесткости питьевой воды определяет региональные особенности состояния здоровья населения наряду с характерными для данного пункта, местности вредными примесями в воздухе, воде и почвах.

Принято считать воду с общей жесткостью:

- до 3,5 мг.экв/литр - мягкой;
- от 3,5 до 7 мг.экв/литр - средней;
- от 7 до 10 мг.экв/литр - жесткой;
- свыше 10 мг.экв/литр - очень жесткой.

Большие значения жесткости, характерные для артезианских вод солонцовых почв, придают воде неприятный вкус и небезопасны при ежедневном применении в пищу, так как провоцируют отложения солей в суставах (полиартриты, остеохондрозы), общее нарушение обменных процессов в организме. Ионы кальция и магния омыляют жиры,

нарушая процессы всасывания питательных веществ в кишечнике, вызывая дерматиты. Повышенное содержание кальция в питьевой воде на фоне йодной недостаточности вызывает заболевания щитовидной железы. Повышенное содержание магния снижает моторику кишечника, препятствуя пищеварительному процессу.

Пониженное содержание солей жесткости (ВОЗ ограничивает нижний допустимый предел 1,5 мг.эquiv/л) также опасно и вызывает у населения кариес и ослабление костей скелета, так как организм в этом случае восполняет недостаток кальция за счет внутренних ресурсов.

Таким образом, жесткость питьевой воды нормируется, исходя из ее гигиенического значения на уровне 7 мг.эquiv/литр.(ГОСТ 2874-82).

Допустимая жесткость промышленных вод различна для разных производств. Например, для банно-прачечного хозяйства предпочтительна мягкая вода, так как сульфаты кальция и магния дают реакцию с моющими средствами с образованием нерастворимого трудноудаляемого осадка. Для пищевой промышленности опасны как повышенные, так и пониженные значения жесткости, поэтому здесь предпочитается интервал от 5 до 7 единиц.

Жесткость воды может быть устранена следующими способами.

1. Кипячением воды

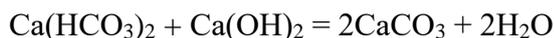
Гидрокарбонаты кальция и магния могут находиться в растворе только при наличии в нем свободного углекислого газа. Такой раствор можно рассматривать как равновесную систему.



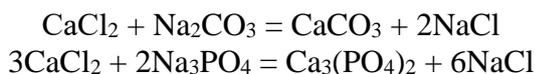
Растворимость газов падает при повышении температуры, при кипячении воды из нее устраняется углекислый газ. Поэтому понижение концентрации углекислого газа смещает равновесие в сторону нерастворимых карбонатов.

2. Химическим способом

На практике карбонатная жесткость устраняется не кипячением, а добавкой такого химреагента, который переведет ион кальция или магния в труднорастворимые соединения. Например,



или



3. Перегонкой

Катионным способом - пропустить через слой природного минерала цеолита или его синтетического аналога - пермутита (алюмосиликата $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_6 \times \text{H}_2\text{O}$.) При этом происходит обменная реакция

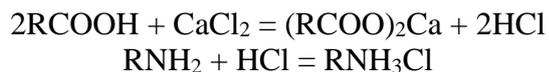


где П - пермутитовая группа без натрия, замещаемого кальцием жесткой воды. На этом принципе действуют фильтры доочистки воды, в т.ч. бытовые.

4. Деминерализацией воды

Жесткость можно устранить с помощью ионообменных смол, представляющих собой высокомолекулярные органические вещества, содержащие кислотные или основные функциональные группы. Смолы - катиониты содержат карбоксильную группу COOH или сульфогруппу OS_3H , смолы- аниониты аминогруппу NH_2 -. Если остаток смолы обозначить R, то катионит запишется как R-COOH, анионит как R-NH₂.

Реакция деминерализации пойдет так:



Рассмотренные процессы снижения содержания солей жесткости называются умягчением воды. Чаще всего эти процессы применяются для воды, идущей на питание котлоагрегатов с целью предотвращения образования накипи. В быту устранение жесткости предпочтительно сочетать с другими способами очистки. Такой комплекс включают в себя всем известные бытовые фильтры промышленного производства. Обычно в них использованы сорбенты (поглотители) двух-трех типов, расположенные каскадно один за другим: против взвешенных частиц, против химически активных и микробиологических примесей.

Представьте ситуацию, когда повышенное содержание частиц почвы, нередкое для российских условий, выводит из строя первый каскад. Тогда два остальных механизма очистки, не рассчитанные на поглощение механических примесей, также не сработают и, более того, вскоре сами станут источником дополнительного загрязнения.

По мнению многих ученых-экологов, разработка бытовых фильтров для условий России должна учитывать прежде всего состояние исходного продукта очистки, даже формулировка которого - сложная научная проблема.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

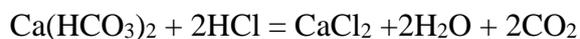
Приборы и реактивы:

- цилиндр мерный емкостью 100-1000 мл, ГОСТ 1770
- цилиндр мерный емкостью 10-20 мл, ГОСТ 1770
- колбы конические плоскодонные емкостью 150-250 мл, ГОСТ 25336
- бюретка стеклянная мерная с краном 5-25 мл, ГОСТ 1770
- воронка стеклянная фильтровальная, ГОСТ 23932
- фильтры бумажные диаметром 7 см
- кислота соляная децинормальной концентрации;
- натрий едкий, децинормальный раствор;
- натрия карбонат, децинормальный раствор;
- индикатор метиловый оранжевый.

ОПЫТ 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВРЕМЕННОЙ ЖЕСТКОСТИ

Замечание. Подготовить 6 конических колб емкостью 250 мл и отмерить во все по 50 мл исследуемой водопроводной воды для опытов 1 и 2.

Способ основан на реакции между соляной кислотой и гидрокарбонатами.



Аналогично уравнение для магния.

Титрование контролируется индикатором метиловым оранжевым.

Методика проведения эксперимента следующая.

1. Поместить в три конические колбы по 50 мл исследуемой воды.
2. Добавить в каждую колбу по две-три капли индикатора метилового оранжевого.
3. Заполнить бюретку 0,1N раствором соляной кислоты до верхней нулевой отметки.

По каплям добавлять в колбу децинормальный раствор соляной кислоты из бюретки, осторожно размешивая реагенты покачиванием колбы. Титрование прекратить, как только окраска жидкости в колбе перейдет в розовую.

4. Оценить изменение цвета раствора.

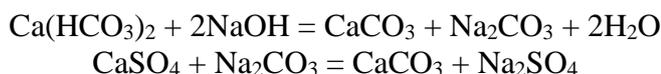
5. Подсчитать по шкале бюретки и записать расход кислоты на титрование в табл. 1 V_{k1} в мл.
6. Слить в сток оттитрованную пробу и трижды ополоснуть колбу водопроводной водой.
7. Снова с помощью мерного цилиндра отмерить в колбу 50 мл испытуемой воды и добавить 2-3 капли индикатора метилового оранжевого.
8. Повторить пункты 3-7, определив V_{k2} и V_{k3} . Результаты занести в таблицу расхода кислоты в соответствующие графы.
9. Вычислить из полученных данных V_k среднее. Использовать это среднее значение для расчетов временной жесткости по формуле:

$J_{ep} = \frac{V_k C_k 1000}{V_e}, \quad (1)$	$\frac{\text{мг экв}}{\text{л}}$ где $J_{вр}$ - временная жесткость воды, л ; V_k - объем кислоты, использованной на титрование одной пробы исследуемой водопроводной воды, средний из трех проб, мл; C_k - нормальная концентрация раствора кислоты (0,1 N); V_e - объем пробы воды, мл.
--	---

Результаты вычисления временной жесткости занести в табл. 2.

ОПЫТ 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

Способ основан на осаждении ионов двухвалентного кальция и магния растворами щелочной смеси, состоящей из децинормальных растворов едкого натрия и карбоната натрия.



Для магния уравнения аналогичны.

Взяв щелочную смесь в избытке, определим не прореагировавшую часть титрованием децинормальным раствором соляной кислоты.

Подсчитав расход кислоты на титрование, вычислим общую жесткость.

Порядок проведения опыта

1. С помощью мерного цилиндра отмерить в коническую колбу 50 мл испытуемой на содержание солей жесткости воды.
2. Мерным цилиндром емкостью 10 мл отмерить и добавить в колбу с исследуемой водой по 10 мл децинормальных растворов NaOH и Na_2CO_3 (итого 20 мл), что достаточно для создания избытка щелочи в пробе.
3. Прокипятить колбу с раствором, состоящим из смеси исследуемой воды со щелочью, в течение 3-5 минут, чтобы добиться необратимого разложения солей жесткости.
4. Остудить колбу и профильтровать раствор, учитывая требования раздела "Меры предосторожности".
5. В отфильтрованную воду добавить 2-3 капли индикатора метилового оранжевого до создания светло-желтой окраски раствора.
6. Выполнить титрование децинормальным раствором соляной кислоты, как указано в пункте 3 и 4 опыта 1 настоящей работы.
7. Расход децинормального раствора соляной кислоты отсчитать по шкале бюретки и записать в табл.1 в соответствующей графе.
8. Опыт проделать трижды и вычислить среднее значение V_k в табл. 1.
9. Вычислить общую жесткость J_0 испытуемой воды по формуле

$Ж_о = \frac{V_{щ}C_{щ} - V_{к}C_{к}}{V_е} 1000, \quad (2)$	<p>где $V_{щ}$ - объем растворов щелочной смеси, мл; $C_{щ}$ - нормальность концентрации щелочи; $V_{к}$ - объем раствора кислоты, использованной на титрование подщелоченной воды (из пункта 8 опыта 2 настоящей работы); $C_{к}$ - нормальность концентрации раствора кислоты; $V_е$ - объем пробы воды (в нашем опыте 50 мл).</p>
---	---

Результаты вычисления занести в табл. 2.

Вычислив опытным путем величины временной и общей жесткости, можно определить и постоянную жесткость по известной формуле

$$Ж_{пост} = Ж_о - Ж_{сп}, \quad (3)$$

Таблица 1

Опыт 1				Опыт 2			
V_{K1}	V_{K2}	V_{K3}	$V_{к,сп}$	V_{K1}	V_{K2}	V_{K3}	$V_{к,сп}$

Таблица 2

$Ж_{сп}$	$Ж_о$	$Ж_{пост}$

Сделать выводы о величинах жесткости питьевой воды, которую вы исследовали и сравнить с нормами ГОСТ 2874-73, приведенными в табл. 3

Таблица 3

Наименование показателя	Норматив	Метод испытания	Допуск для водопроводов без обработки
Водородный показатель рН	6,0-9,0	Измеряется рН-метром	
Железо Fe, мг/л, не более	0,3	По ГОСТ 4011	1,0
Жесткость общая, моль/м ³ , не более	7,0	По ГОСТ 4151	10,0
Марганец Mg, мг/л, не более	0,1	По ГОСТ 4974	0,5
Медь Cu ²⁺ , мг/л, не более	1,0	По ГОСТ 4388	
Полифосфаты PO ₄ ³⁻ , мг/л, не более	3,5	По ГОСТ 18309	
Сульфаты SO ₄ ²⁻ , мг/л, не более	500	По ГОСТ 4389	
Сухой остаток, мг/л, не более	1000	По ГОСТ 18164	1500
Хлориды (Cl ⁻), мг/л, не более	350	По ГОСТ 4245	
Цинк Zn ²⁺ , мг/л, не более	0,5	По ГОСТ 18293	

ПЗ № 12 Решение задач по теме: «Количественный анализ»

Решение задач по вариантам:

1. Определите нормальную концентрацию NaOH, если на титрование 1 мл этого раствора израсходовано 2 мл 0,1 н. раствора HCl.
2. 10 мл пероксида водорода поместили в мерную колбу на 100 мл, довели объём до метки. Аликвотную часть раствора в 20 мл поместили в колбу для титрования. На титрование израсходовано 5,5 мл 0,1 н. раствора перманганата калия. Определите % концентрацию раствора.
3. Определите % концентрацию раствора натрия бромида, если на титрование 5 мл этого раствора пошло 8,4 мл 0,1 н. раствора нитрата серебра.
4. Определите нормальную концентрацию HCl, если на титрование 2 мл этого раствора израсходовано 5,6 мл 0,1 н. раствора NaOH.
5. 5 мл микстуры иодида калия поместили в мерную колбу на 100 мл, объём довели до метки. 5 мл полученного раствора оттитровали 0,1 н. раствором нитрата серебра. Было израсходовано 6,4 мл рабочего раствора. Определить % концентрацию микстуры.
6. Какова % концентрация раствора йода, если на титрование 3 мл этого раствора пошло 2,5 мл 0,1 н. раствора тиосульфата натрия.
7. Определите нормальную концентрацию NaCl, если на титрование 1 мл этого раствора израсходовано 3,5 мл 0,2 н. раствора AgNO₃.
8. 5 мл раствора борной кислоты поместили в мерную колбу на 50 мл, объём довели до метки. 10 мл полученного раствора оттитровали 0,1 н. раствором гидроксида натрия. Было израсходовано 7,3 мл рабочего раствора. Определить % концентрацию микстуры.
9. Какова % концентрацию раствора хлороводородной кислоты, если на титрование 5,5 мл этого раствора пошло 8 мл 0,1 н. раствора гидроксида натрия.
10. Определите нормальную концентрацию AgNO₃, если на титрование 3 мл этого раствора израсходовано 4,7 мл 0,1 н. раствора NaCl.
11. 10 мл нитрата серебра поместили в мерную колбу на 100 мл, довели объём до метки. Аликвотную часть раствора в 20 мл поместили в колбу для титрования. На титрование израсходовано 5,5 мл 0,1 н. раствора хлорида натрия. Определите % концентрацию раствора.
12. Определите % концентрацию раствора сульфата цинка, если на титрование 5 мл этого раствора пошло 8,4 мл 0,1 н. раствора трилона Б.
13. К 5 мл KBr прилили 10 мл 0,3 н. AgNO₃. Избыток AgNO₃ оттитровали 7 мл 0,1 н. KSCN. Определить % концентрацию KBr.
14. К 10 мл NaI прилили 15 мл 0,03 н. AgNO₃. Избыток оттитровали 4,3 мл 0,05 н. NH₄SCN. Определить % концентрацию NaI.
15. На титрование 5 мл NaCl израсходовано 8,5 мл 0,05 н. AgNO₃. Определите % концентрацию NaCl.
16. 5 мл NaCl поместили в мерную колбу на 100 мл, объём довели водой до метки. 10 мл полученного раствора поместили в колбу для титрования. На реакцию пошло 2 мл 0,5 н. AgNO₃. Определить % концентрацию NaCl.
17. Определить % концентрацию AgNO₃, если на титрование 10 мл этого раствора израсходовано 12,5 мл 0,1 н. KSCN.
18. 10 мл KBr поместили в мерную колбу на 50 мл, объём довели водой до метки. 5 мл полученного раствора поместили в колбу для титрования, на реакцию пошло 7 мл 0,2 н. AgNO₃. Определить % концентрацию KBr.
19. К 5 мл KI прилили 10 мл 0,1 н. AgNO₃. На титрование избытка AgNO₃ израсходовано 7,3 мл 0,1 н. KSCN. Определите % концентрацию KI.
20. 10 мл CaCl₂ поместили в мерную колбу на 50 мл, объём довели водой до метки. 5 мл полученного раствора поместили в колбу для титрования, на реакцию пошло 11,4 мл 0,25 н. AgNO₃. Определить % концентрацию CaCl₂.
21. На титрование 10 мл NaBr израсходовано 13,7 мл 0,3 н. AgNO₃. Определите % концентрацию NaBr.

22. 5 мл сульфата магния поместили в мерную колбу на 50 мл, объем довели водой до метки. 5 мл полученного раствора поместили в колбу для титрования, на реакцию пошло 7 мл 0,1 н. раствора трилона Б. Определить % концентрацию раствора.
23. Рассчитать нормальную концентрацию тритона Б, если на титрование 2 мл этого раствора израсходовано 11 мл 0,05 н. раствора магния сульфата.
24. 3 мл хлорида цинка поместили в мерную колбу на 250 мл, объем довели водой до метки. 5 мл полученного раствора поместили в колбу для титрования, на реакцию пошло 3,7 мл 0,05 н. раствора трилона Б. Определить % концентрацию раствора.
25. На титрование 25 мл раствора KMnO_4 в кислой среде пошло 10,2 мл 0,05 н. раствора щавелевой кислоты. Определить процентную концентрацию перманганата натрия.
26. Сколько гр $\text{FeSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ было взято для приготовления 250 мл раствора, если на титрование 25 мл его в кислой среде пошло 20 мл раствора KMnO_4 , титр которого равен 0,000632 г/мл?
27. К 10 мл раствора дихромата калия, подкисленного серной кислотой, добавили 20 мл 0,1 н. раствора сульфата железа. На титрование избытка сульфата железа пошло 28 мл 0,05 н. раствора KMnO_4 . Определите процентную концентрацию дихромата калия.
28. К 10 мл KCl прилили 15 мл 0,1 н. AgNO_3 . На титрование избытка AgNO_3 израсходовано 7,3 мл 0,05 н. KSCN . Определите % концентрацию KCl .
29. Сколько граммов CaCl_2 содержится в растворе, если на титрование 1 мл раствора израсходовано 15 мл 0,05 н. раствора трилона Б?
30. Рассчитать нормальную концентрацию тритона Б, если на титрование 2 мл этого раствора израсходовано 11 мл 0,05 н. раствора магния сульфата.

ЛР № 16 Определение кислотности молока

Цель: _____

Молоко, недавно выдоенное, имеет амфотерную реакцию, т.е. синяя лакмусовая бумажка слегка краснеет, а красная - слегка синееет. Постоявшее молоко имеет, кислую реакцию, которая постепенно усиливается, так что по степени кислотности молока можно судить о его свежести.

Кислотность молока обычно определяют в градусах Тернера. За один градус кислотности принимают 1 мл 0,1 н. раствора NaOH , израсходованного на нейтрализацию кислот в 100 мл молока. Различное по качеству молоко имеет следующую кислотность:

свежее молоко - 16-22°;

молоко не свежее - 23° и выше;

молоко, разбавленное водой или с примесью соды - ниже 16°.

Кислотность молока, поступающего в продажу, не должна превышать 21°.

Методика определения

Определение кислотности молока производят следующим образом: в колбу для титрования наливают с помощью мерной пробирки 10 мл исследуемого молока, 20 мл дистиллированной воды, прибавляют 4-5 капель 1% спиртового раствора фенолфталеина, хорошо перемешивают и титруют 0,1 н. раствором NaOH до слабо-розового окрашивания, не исчезающего в течение 2 минут.

Точное титрование повторяют еще 2-3 раза. Из 3-х сходящихся результатов (разность не более 0,1 мл) берут среднее.

Число миллилитров 0,1 н. раствора NaOH , израсходованного на титрование 10 мл молока и умноженное на 10 (пересчет на 100 мл молока), дает кислотность молока в градусах Тернера.

Пример: На титрование 10 мл молока израсходовано 2,6 мл 0,1 н. раствора NaOH .

Кислотность молока равна: $2,6 \cdot 10 = 26^\circ$ по Тернеру.

Вывод: молоко не свежее.

Данные эксперимента:

$K \text{NaOH} =$ _____

$N NaOH = \underline{\hspace{2cm}}$

$V_{\text{молока}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ мл}$

$N NaOH = \underline{\hspace{2cm}} \text{ моль/л}$

$V_1 NaOH = \underline{\hspace{2cm}} \text{ мл}$

$V_2 NaOH = \underline{\hspace{2cm}} \text{ мл}$ $V_{\text{ср. NaOH}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ мл}$

$V_3 NaOH = \underline{\hspace{2cm}} \text{ мл}$

Обработка результатов:

$\text{Кислотность молока} = 10 \cdot K NaOH \cdot N NaOH \cdot V_{\text{ср. NaOH}} =$

Вывод:

ЛР № 17 Определение кислотности муки

Цель работы: освоить методы определения качества муки.

Задание:

1. Определить влажность муки ускоренным методом К.Н.Чижовой.
2. Определить кислотность муки.
3. Определить количество сырой клейковины.
4. Определить качество клейковины.

Методические указания:

При подготовке к занятию необходимо изучить материалы по литературе [1, Богданов В.Д., Дацун В.М., Ефимова М.В. Общие принципы переработки сырья и введение в технологии производства продуктов питания: Учебное пособие. – Петропавловск-Камчатский: КамчатГТУ, 2007. – 213 с., (с.104÷110); 2, Конова Н.И., Назимова Г.И. Технологии перерабатывающих отраслей агропромышленного комплекса: Технология хлебопекарного, макаронного и кондитерского производств: Учебное пособие - /Кемеровский технологический институт пищевой промышленности. - Кемерово, 2005.- 156 с., (с.38÷85)] и лекциям дисциплины (см. лекция № 8).

Общие положения

Мука является основным видом сырья в производстве хлебобулочных, макаронных и мучных кондитерских изделий.

Мукой называют продукт, получаемый путем размола зерна злаков. Мукомольная промышленность выпускает муку различных видов, типов и сортов. Вид муки определяется родом зерна: пшеница, рожь, ячмень и др. тип муки зависит от ее назначения: хлебопекарная, макаронная, кондитерская и т.д. Сорт муки зависит от ее химического состава, соотношения в ней составных частей зерна (оболочки, эндосперма, зародыш и др.), цвета и пр.

1. Определение влажности муки ускоренным методом К.Н.Чижовой

Аппаратура: Прибор ВНИИХП-ВЧ, весы лабораторные общего назначения с допускаемой погрешностью взвешивания +0,1 г, эксикатор, бумажные пакеты, образцы муки.

Методика определения

Берут бумажные пакеты, размером 16x16 см, сгибают их в виде треугольника, загибая края на 1,5 см, высушивают одну минуту при температуре 160⁰С. Охлаждают в эксикаторе 2-3 мин и взвешивают. В предварительно подготовленные пакеты взвешивают по 5 г муки и высушивают в течение 5 минут при температуре 160⁰С. Затем пакеты помещают в эксикатор на 3-5 мин для остывания и опять взвешивают. По результатам взвешивания производят расчет.

Обработка результатов

Влажность муки в %:

$$W=100 \cdot (m_1 - m_2) / m_1$$

Вычисления и округления проводят так же, как и при определении влажности по ГОСТу 9404-88.

2. Определение кислотности муки (ГОСТ 27493-87)

Кислотность муки, обусловлена наличием в ней таких веществ, как органические кислоты, белковые вещества, кислые фосфаты и др.

При хранении в зерне и муке происходят биохимические процессы, в результате которых кислотность повышается, что сказывается на технологических свойствах муки, прежде всего на качестве клейковины. Одновременно с этим в ряде случаев мука при неблагоприятных условиях хранения приобретает неприятный, горьковато-едкий привкус. Существует два метода определения кислотности муки:

- по «болтушке»;
- по водной вытяжке.

Определение кислотности муки по «болтушке»

Аппаратура и реактивы:

Весы лабораторные общего назначения с допустимой погрешностью взвешивается +0,1 г. Колбы конические вместимостью 200, 250 см³. Бюретка вместимостью 10, 25, 50 см³. Капельница вместимостью 25, 50 см³. Часы сигнальные. Фенолфталеин %-ный спиртовой раствор, вода дистиллированная, 0,1 н. раствор едкой щелочи. Образцы муки.

Проведение испытания

Из пробы, предназначенной для испытания, берут две навески продукта каждая массой по (5,0±0,1) г.

Взвешенную навеску продукта высыпают в сухую колбу коническую и приливают (50±0,1) см³ дистиллированной воды для приготовления болтушки из муки пшеничной, и (100±0,1) см³ для приготовления болтушки из ржаной муки. Содержимое колбы немедленно перемешивают взбалтыванием до исчезновения комочков.

В полученную болтушку из пшеничной муки добавляют три капли 3%-ного раствора фенолфталеина, в полученную болтушку из ржаной муки добавляют пять капель 3%-ного раствора фенолфталеина. Затем болтушку взбалтывают и титруют 0,1 н. раствором едкой щелочи. Титрование ведется каплями равномерно, с замедлением в конце реакции при постоянном взбалтывании содержимого колбы до появления ясного розового окрашивания, не исчезающего при спокойном стоянии колбы в течение 20-30 с.

Если по истечении указанного времени розовое окрашивание после взбалтывания исчезает, то прибавляют еще 3-4 капли раствора фенолфталеина. Если при этом появляется розовое окрашивание, то титрование считают законченным. В противном случае титрование продолжают. Объем раствора, используемого на титрование, определяется с погрешностью + 0,5 см³.

Обработка результатов

Кислотность муки (в Н) вычисляют по формуле:

$$X = (V \cdot 100) / (m \cdot 100), \text{ или } X = 2 \cdot V$$

V – число миллилитров 0,1 н. раствора едкой щелочи, затраченное на титрование (с учетом поправочного коэффициента к титру щелочи);

m – масса навески продукта, г;

1 – коэффициент пересчета 0,1 н. раствора щелочи на 1,0 н. раствор.

Вычисления проводят до второго десятичного знака с последующим округлением результата до первого десятичного знака.

Округление результатов испытаний проводят следующим образом: если первая из отбрасываемых цифр меньше пяти, то последнюю сохраняемую цифру не меняют; если же первая из отбрасываемых цифр больше или равна пяти, то последнюю сохраняемую цифру увеличивают на единицу.

За окончательный результат испытания принимают среднее арифметическое результатов двух параллельных определений.

Таблица 4.1. Кислотность муки

Сорт муки	Кислотность, град
-----------	-------------------

	1	2	Общ.
--	---	---	------

Допускаемое расхождение между двумя параллельными определениями не должно превышать 0,2 для муки. При контрольных определениях расхождение между контрольным и первоначальным (средним арифметическим результатом двух параллельных определений) определениями не должно превышать 0,5 для муки.

Определение кислотности по водной вытяжке

В колбу емкостью 300 см³ вносят 25 г муки, приливают 250 см³ дистиллированной воды и несколько капель фенолфталеина взбалтывают и оставляют на 2 часа при комнатной температуре, изредка взбалтывая. Отстоявшуюся жидкость фильтруют через сухой фильтр в сухую колбу. Затем 25 см³ фильтрата переносят пипеткой в коническую колбу и титруют 0,1 н. раствором едкой щелочи с фенолфталеином. Кислотность X в градусах определяют по формуле:

$$X = 4 \cdot V$$

где, V – число миллилитров 0,1 н. раствора едкой щелочи, затраченное на титрование (с учетом поправочного коэффициента к титру щелочи).

Вычисления, округления проводят так же, как и при определении кислотности по болтушке.

Таблица 4.2. Нормы кислотности муки

Сорт муки	Кислотность, град
	Нормальная
Пшеничная:	
- высшего сорта	2,5
- 1-го сорта	3,5
- 2-го сорта	4,5
- обойная	6,5
Ржаная:	
- сеяная	4,0
- обдирная	5,0
- обойная	5,5

3. Определение количества и качества клейковины (ГОСТ 27839-88)

Клейковина – комплекс белковых веществ, способных при набухании в воде образовывать связную эластичную массу, поэтому количество клейковины связано с количеством белковых веществ.

Под качеством клейковины понимают совокупность ее физических свойств: растяжимость, упругость, эластичность, вязкость, способность сохранять физические свойства во времени.

Аппаратура:

- измеритель деформации клейковины ИДК-1 с погрешностью не более $\pm 2,5$ ед. шкалы;
- весы лабораторные общего назначения по ГОСТ 24104-88, 4-го класса точности с наибольшим пределом взвешивания до 200 г;
- термометры стеклянные жидкостные по ГОСТ 9177-74;
- цилиндр мерный вместимостью 25 см³ по ГОСТ 1770-74;
- чашка фарфоровая или ступка диаметром от 120 до 140 мм по ГОСТ 9147-80;
- шпатель или пестик;
- полотенце;
- сито из шелковой ткани № 25 или полиамидной ткани соответствующего номера.

Определение количества сырой клейковины

Мерным цилиндром отмеривают 13 см³ воды, выливают в чашку или ступку и высыпают навеску муки массой 25 г. Пестиком или шпателем замешивают тесто, пока оно не станет однородным. Приставшие к пестику и ступке частицы присоединяют к куску теста, хорошо проминают его руками и скатывают в шарик, помещают в чашку, закрывают и оставляют 20 мин для отлежки.

По истечении 20 мин начинают отмывание клейковины под слабой струей воды над ситом или в емкости с 2-3 дм³ воды. В процессе отмывания воду меняют не менее 3-4 раз, процеживая через сито.

Отмывание ведут до тех пор, пока вода, стекающая при отжимании клейковины не будет прозрачной (без мути).

Отмытую клейковину отжимают прессованием между ладонями, вытирая их сухим полотенцем. При этом клейковину несколько раз выворачивают и снова отжимают между ладонями, пока она не начнет слегка прилипать к рукам.

Отжатую клейковину взвешивают. Затем еще раз промывают в течение 5 мин, вновь отжимают и взвешивают.

Если разница между двумя взвешиваниями не превышает 0,1 г. отмывание считают законченным.

Содержание клейковины в муке в процентах определяют по формуле:

$$X = 100 \cdot M_k / M = 4 \cdot M_k$$

где, M_k – масса сырой клейковины, г;

M – масса муки, г (25 г).

Допустимое отклонение между параллельными определениями не должно превышать $\pm 2\%$. Результат выражают с точностью до 1%.

4. Определение качества сырой клейковины на приборе ИДК-1

Для определения качества клейковины из окончательно отмытой, отжатой и взвешенной клейковины выделяют навеску массой 4 г, обминают три-четыре раза пальцами, придавая ей шарообразную форму с гладкой, без разрывов поверхностью, помещают для отлежки в чашку с водой, температурой от 18 до 20⁰С на 15 мин.

После отлежки шарик клейковины вынимают из чашки и помещают его в центр столбика прибора ИДК-1. Затем нажимают кнопку «Пуск» и, удерживая в нажатом состоянии 2-3 с, отпускают ее.

По истечении 30 с перемещения пуансона автоматически прекращается, загорается лампочка «Отсчет». Записав показания прибора, нажимают кнопку «тормоз» и поднимают пуансон в верхнее исходное положение. Клейковину снимают, со столбика прибора. Результаты измерений упругих свойств клейковины выражают в условных единицах прибора и в зависимости от их значения клейковину относят к соответствующей группе качества, согласно таблицы 4.3.

Таблица 4.3. Группы качества клейковины

Группа качества	Характеристика клейковины	Показания прибора в условных единицах			
		Хлебопекарная мука сортов		Макаронная мука сортов высшего и первого из пшеницы	
		высшего первого, обойной	второго	твердой	мягкой
1	2	3	4	5	6
III	неудовлетворительная крепкая	от 0 до 30	от 0 до 35	-	-
II	удовлетворительная крепкая	от 0 до 50	от 40 до 50	-	-
I	хорошая	от 55 до 75	от 55 до 75	от 50 до 80	от 50 до 75

II	удовлетворительная слабая	от 80 до 100	от 85 до 105	от 80 до 100
III	Неудовлетворительная, слабая	105 и более	110 и более	105 и более

Если клейковина крошащаяся, представляет собой после отмывания губчатообразную, легко рвущуюся массу и не формуется в шарик, ее относят к III группе без определения качества на приборе.

Вывод: полученные результаты муки по лабораторной работе сравнить с показателями ГОСТа и сделать вывод.

ПЗ № 13 Решение задач по теме: «Концентрация раствора»

Цель: рассмотреть способы выражения концентраций веществ; научиться применять знания понятий «растворимость», «концентрация растворов» при решении расчетных задач.

Планируемый результат обучения:

обучающийся должен уметь:

- **определять:** принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений;
- **проводить:** самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;
- **решать:** расчетные задачи по химическим формулам и уравнениям.

Обучающийся должен знать/понимать:

- **важнейшие химические понятия:** вещество, молекула, моль, молярная масса;
- **основные теории химии;** химической связи, электролитической диссоциации, строения органических и неорганических соединений;
- **важнейшие вещества и материалы:** галогены, щелочи, вода, этанол, моносахариды (глюкоза).

Оборудование и материалы: таблицы, схемы, раздаточный материал.

Теоретическая часть

Что же такое растворимость веществ? Это способность веществ разрушаться до структурных единиц под действием растворителя. Растворимость зависит от природы растворяемого вещества, природы растворителя, температуры, давления для газов. По растворимости вещества делят на *хорошо растворимые* (растворяется более 1г в 100г растворителя), *малорастворимые* (растворяется от 0,01г до 1г в 100г растворителя) и *практически нерастворимые* вещества (растворяется менее 0,01г в 100г растворителя при температуре 25°C).

$S_{вещ.t^{\circ}}$ - растворимость вещества при определенной температуре.

Однако при другой температуре растворимость вещества иная. Поэтому применяется *коэффициент растворимости*. Он показывает, сколько грамм вещества может растворяться в 100г растворителя при данной температуре.

Пример: При $t^{\circ} = 30^{\circ}\text{C}$ в 100 г растворителя растворяется CuSO_4 30г, а при $t^{\circ} = 70^{\circ}\text{C}$ - 50г CuSO_4 (последняя справочная литература предлагает определение растворимости на 100г растворителя).

Растворы бывают *ненасыщенными* и *насыщенными*. Насыщенный раствор содержит максимальное количество растворенного вещества при данной t° . Ненасыщенный раствор содержит при данной t° меньше растворенного вещества, чем может раствориться.

Для выражения состава раствора используют количественные характеристики растворов или концентрации-молярная концентрация раствора; массовая доля растворенного вещества или процентная концентрация.

Молярная концентрация вещества показывает количество моль вещества в 1л раствора:

$$C_M = \frac{v}{V} \text{ (моль/л)}; C_M = \frac{v \cdot 100}{V} \text{ (моль/л)}$$

Массовая доля растворенного вещества показывает количество растворенного вещества в 100г раствора:

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} * 100\% \text{ (процентная концентрация)}$$

Если в системе газы, то применяется объемная доля - φ .

$$\varphi = \frac{V_{\text{р.в.}}}{V_{\text{р-ра}}} * 100\%$$

Практическая часть

Следует помнить некоторые рекомендации при решении задач:

а) если в условии задачи известны V (мл)- объем, ρ (г/мл)- плотность и $\omega_{\text{р.в.}}$, следует вначале определить через плотность и объем массу раствора: $m_{\text{р-ра}} = \rho * V$ и ввести формулу *массовой доли растворенного вещества*:

$$\omega = \frac{m}{\rho * V_{\text{р-ра}}} * 100\%$$

б) если требуется определить массовую долю растворенного газообразного вещества, следует определить массовую долю растворенного газообразного вещества, следует определить через объем количество вещества, а затем его массу:

$$v = \frac{V}{V_m}; m_{\text{р.в.}} = v * M; m_{\text{р.в.}} = \frac{VM}{V_m}$$

m

$$\omega = \frac{VM}{V_m m_{\text{р-ра}}} * 100\%$$

в) определение массовой доли растворенного вещества, если известна растворимость:

$$m_{\text{р-ра}} = 100 + S; \omega_{\text{р.в.}} = \frac{S}{100 + S}$$

Задачи с понятием «растворимость»

№ 1. Растворимость бромида натрия при 20°C равна 905г. Какую массу соли можно растворить в воде массой 900г при 20°C?

№ 2. В какой массе воды надо растворить нитрат калия массой 165г, чтобы получить насыщенный раствор при $t^\circ = 35^\circ\text{C}$? $S_{\text{KNO}_3} = 75\text{г}$, $t^\circ = 35^\circ\text{C}$ (в 100г воды при $t^\circ = 35^\circ\text{C}$ растворяется 75г).

Задачи на состав раствора с массовой долей растворенного вещества

№ 1. Вычислить массу йода и спирта, необходимых для приготовления раствора массой 300г с $\omega_{\text{р.в.}} = 10\%$

№ 2. К 250г раствора глюкозы $\omega_{\text{р.в.}} = 10\%$ прилили 150мл H_2O . Какова ω глюкозы в новом растворе?

Задача на определение молярной концентрации раствора

Раствор объемом 500мл содержит гидроксида натрия 8г. Определить молярную концентрацию раствора.

Критерии оценки практического занятия

Оценка «5»: 5 задач решены верно или в логическом рассуждении и решении нет ошибок, все задачи решены рациональным способом.

Оценка «4»: 4 задачи решены верно или в логическом рассуждении и решении нет существенных ошибок, но задачи решены нерациональным способом или допущено не более двух несущественных ошибок.

Оценка «3»: 3 задачи решены верно или в логическом рассуждении нет существенных ошибок, но допущены существенная ошибка в математических расчетах.

Оценка «2»: решены только 2 задачи или имеются существенные ошибки в логическом рассуждении и в решении.

Оценка «1»: не приступил к практической части занятия.

ПЗ № 14 Решение задач по теме «Физико-химические методы анализа»

Задачи для самостоятельной работы

3.1. Анализируемый раствор хлористоводородной кислоты объемом $25,0 \text{ см}^3$ разбавили дистиллированной водой до $100,0 \text{ см}^3$ и получили испытуемый раствор. Отобрали $20,0 \text{ см}^3$ испытуемого раствора, провели его потенциометрическое титрование стандартным $0,100 \text{ моль/дм}^3$ раствором гидроксида натрия и получили следующие результаты ($V_t, \text{ см}^3$ — объем прибавленного титранта):

110

V_t	18,0	19,0	19,9	20,0	20,1	21,0	22,0
pH	2,28	2,59	3,60	7,00	10,60	11,49	11,68

Определите молярную концентрацию хлористоводородной кислоты в анализируемом растворе.

3.2. Анализируемый образец соли Мора массой $0,3922 \text{ г}$ растворили в серной кислоте с молярной концентрацией $0,500 \text{ моль/дм}^3$, провели потенциометрическое титрование раствора железа (II) стандартным раствором сульфата церия (IV) с молярной концентрацией эквивалента $0,050 \text{ моль/дм}^3$ и получили следующие результаты ($V_t, \text{ см}^3$ — объем прибавленного титранта):

V_t	10,0	18,0	19,8	20,0	20,2	22,0	30,0
ЭДС, мВ	771	830	889	1110	1332	1391	1453

Определите содержание (%) железа в анализируемом образце.

3.3. Анализируемый раствор содержит нитрат-ионы. Для их количественного определения составили гальваническую цепь из индикаторного нитрат-селективного электрода и хлоридсеребряного электрода сравнения, измерили ЭДС пяти эталонных растворов с известной концентрацией нитрат-ионов и получили следующие результаты:

$C(\text{NO}_3^-), \text{ моль/дм}^3$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-1}$
ЭДС, мВ	330	275	225	170	120

В тех же условиях измерили ЭДС цепи с анализируемым раствором и нашли ее равной 250 мВ . Определите методом градуировочного графика титр нитрат-ионов в анализируемом растворе.

3.4. Вычислите произведение растворимости AgCl при $18 \text{ }^\circ\text{C}$, если потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор AgCl , равен $0,518 \text{ В}$ относительно стандартного водородного электрода ($E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,79 \text{ В}$).

3.5. Вычислите pH раствора, если ЭДС электрохимической ячейки, составленной из ВЭ ($P_{H_2} = 1$ атм) и ХСЭ сравнения ($E_{ХСЭ} = 0,248$ В), равна 0,505 В.

3.6. Вычислите концентрацию ионов водорода и pH раствора, если ЭДС элемента: Pt | H_2 (1 атм), раствор кислоты || 1,0 моль/дм³ KCl, Hg₂Cl₂ | Hg, при 25 °С равна 0,580 В ($E_{ХСЭ} = 282$ мВ).

3.7. В электрохимической цепи, составленной из платинового и каломельного электродов, опущенных в исследуемый раствор, содержащий ионы Fe³⁺ и Fe²⁺, разность потенциалов составила 812 мВ. Рассчитайте соотношение концентраций Fe³⁺ и Fe²⁺ в растворе и определите их концентрации в мг/см³, если суммарная концентрация железа равна $3,4 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³. $E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0,771$ В, $E_{ХСЭ} = 0,246$ В.

3.8. Какой процент ионов железа (Fe²⁺) остался неоттитрованным при титровании раствором перманганата калия, если титрование закончили при потенциале платинового электрода, равном 0,950 В? Составьте электрохимическую цепь ячейки, если электродом сравнения был ХСЭ.

3.9. Навеску сульфамидного препарата растворили в 10,0 см³ разбавленной хлористоводородной кислоты и получили анализируемый раствор, который разбавили водой до 100,0 см³, получили испытуемый раствор. Провели потенциметрическое титрование испытуемого раствора стандартным 0,050 моль/дм³ раствором нитрита натрия и получили следующие результаты (V_t , см³ — объем прибавленного титранта):

V_t	15,00	15,05	15,10	15,15	15,20	15,25
ЭДС, мВ	320	340	450	568	610	615

Определите молярную концентрацию сульфамидного препарата в анализируемом растворе.

3.10. Определите при комнатной температуре ЭДС гальванической цепи, составленной из цинкового (Zn | ZnSO₄) и каломельного (Hg | Hg₂Cl₂, KCl) электродов. Концентрация ZnSO₄ равна 0,100 моль/дм³, концентрация KCl — 0,200 моль/дм³. Коэффициенты активности ионов: $f(Zn^{2+}) = 0,45$ и $f(Cl^-) = 0,80$. Условные стан-

дартные электродные потенциалы при комнатной температуре равны: $E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,764$ В, $E_{КСЭ} = 0,268$ В.

3.11. При титровании ионов Fe^{2+} дихромат-ионами с использованием автоматического титратора выяснилось, что потенциал электрода в конечной точке титрования на 60 мВ ниже теоретического значения потенциала в точке эквивалентности. Принимая реальные потенциалы систем $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}$ соответственно 0,68 В и 1,06 В, оцените погрешность этого титрования (%).

3.12. При потенциометрическом титровании раствора Fe^{2+} неоттитрованным оказалось 0,015 % Fe^{2+} . Определите, при каком потенциале платинового электрода закончилось титрование.

3.13. Потенциометрическими измерениями найдено, что потенциал серебряного электрода, опущенного в раствор, содержащий ионы Ag^+ , относительно стандартного водородного электрода оказался равным +0,622 В. Рассчитайте молярную концентрацию ионов серебра в растворе.

3.14. Потенциал серебряного электрода в растворе соли серебра равен 0,434 В (отн. СВЭ). Какова равновесная концентрация ионов Ag^+ в растворе, если $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,799$ В.

3.15. Пластинку магния опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал получился равным 2,45 В. Определите концентрацию ионов магния в растворе.

3.16. Провели потенциометрическое титрование 20,0 см³ раствора уксусной кислоты стандартным раствором гидроксида натрия с концентрацией 0,100 моль/дм³ и получили следующие результаты (V_t , см³ — объем прибавленного титранта):

V_t	18,0	19,0	19,5	19,9	20,0	20,1	20,5	21,0
pH	5,71	6,04	6,35	7,05	8,79	10,52	11,22	11,51

Найдите молярную концентрацию и массу уксусной кислоты в анализируемом растворе по дифференциальной кривой потенциометрического титрования.

3.17. Рассчитайте потенциал стеклянного электрода в растворе с pH = 5,3 по отношению к ХСЭ, если при pH = 3,8 потенциал этого электрода по отношению к ХСЭ равен –33 мВ.

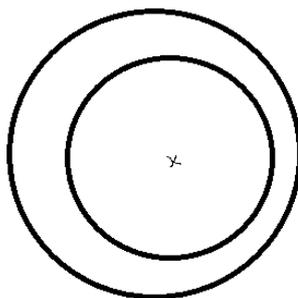
ЛР № 18 Разделение веществ методом бумажной хроматографии

Цель работы: ознакомиться с методом хроматографии и провести разделение ионов Cu^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+} методом хроматографии на бумаге.

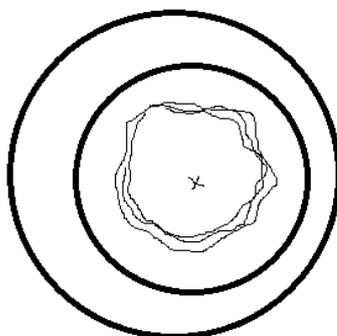
Перечень материального обеспечения составьте самостоятельно.

Ход работы:

1. Приготовьте круг фильтровальной бумаги («неподвижную фазу»), в центре которого твердым простым карандашом нарисуйте крестик или точку. Это будет «точка старта» для хроматограммы.



2. Поместите круг фильтровальной бумаги на половинку чашки Петри.
3. С помощью пипетки нанесите на «точку старта» 1-2 капли раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+} .
4. На «точку старта» с помощью пипетки поместите 1-2 капли дистиллированной воды. Затем, по мере ее впитывания (продвижения относительно «неподвижной фазы») еще 1-2 капли.
5. Дождитесь, пока «подвижная фаза» продвинется к краям фильтровальной бумаги, но не достигнет их. После этого оставьте хроматограмму на 7-10 мин для подсыхания. Учтите, для следующего действия хроматограмма должна оставаться чуть влажной!
6. Проявите хроматограмму. Для этого подержите хроматограмму над сосудом, заполненным концентрированным раствором аммиака или опустите в проявочную камеру, на дно которой налит раствор аммиака.
7. Идентифицируйте «пятна» - зоны распределения ионов по их подвижности. Для этого рассмотрите хроматограмму при дневном и электрическом свете.



Вывод: в соответствии с коэффициентами подвижности R_f разделяемые ионы распределились на хроматограмме следующим образом:

ЛР № 19 Хроматографическое разделение смеси аминокислот

Цель работы – провести разделение и идентификацию аминокислот методом бумажной хроматографии

Приборы и материалы

Хроматографическая камера

Хроматографическая бумага

Электроплитка

Система растворителя - бутанол:уксусная кислота (конц.):вода в соотношении 3:1:1,4

Задача (раствор, содержащий смесь аминокислот)

Растворы аминокислот – «свидетелей» (глицин, лейцин, триптофан)

Раствор нингидрина в ацетоне 0,5 %.

Описание работы

1. Нанесение раствора на хроматографическую бумагу.

Из хроматографической бумаги вырезают диск диаметром 14 см. Диск перегибают по диаметрам, перпендикулярным друг к другу, и от центра круга чертят квадрат со стороной 2 см, далее делают надрез по диагоналям квадрата; полученные в виде уголков «ножки» отгибают. На расстоянии 0,5 см от линий сгиба «ножек» простым карандашом чертят еще один квадрат, на середине каждой стороны отмечают точки. В одну точку при помощи капилляра наносят небольшую каплю исследуемого раствора смеси аминокислот. Диаметр полученного пятна не должен превышать 3 – 4 мм. В три другие точки наносят растворы аминокислот-«свидетелей», входящих в исследуемую смесь. Рядом с точкой нанесения необходимо обозначить объект нанесения (задача, название аминокислоты-«свидетеля») простым карандашом. На одну и ту же точку следует наносить по 2 – 3 капли раствора, при этом после нанесения каждой капли бумагу слегка просушивают на воздухе и лишь затем наносят следующую каплю.

2. Разделение в хроматографической камере.

Просушенную на воздухе хроматограмму помещают между двумя половинами чашек Петри с одинаковыми диаметрами, образующими хроматографическую камеру, так, чтобы «ножки» хроматограммы были погружены в органический растворитель бутанол – вода – уксусная кислота (3:1,4:1), который наливают в нижнюю чашку. Хроматографическое разделение проводят при комнатной температуре около 40 минут. Необходимо следить за линией фронта растворителя.

Насыщенный водой бутиловый спирт в уксусной кислоте впитывается бумажным диском и движется по нему, увлекая нанесенные вещества. Дальнейшее продвижение растворителя вызывает разделение исследуемой смеси на отдельные аминокислоты, движущиеся с разной скоростью соответственно коэффициентам их распределения между водой и органическим растворителем.

3. Проявление хроматограммы.

После того как фронт растворителя пройдет $\frac{4}{5}$ длины хроматограммы, хроматограмму извлекают из камеры, отмечают карандашом фронт растворителя и сушат на воздухе под тягой до удаления растворителя. После этого хроматограмму проявляют, опуская в 0,5 % раствор нингидрина в ацетоне, и помещают в сушильный шкаф на 5 мин при температуре 80—100°C, также можно проявить хроматограмму, нагревая ее над электроплиткой. На хроматограмме появляются пятна сине-фиолетового цвета. С помощью линейки измеряют расстояния, а – от места нанесения капли до середины каждого пятна и в – от места нанесения капли до фронта растворителя. Проявившиеся пятна обводят карандашом и вычисляют фактор R_f для каждой аминокислоты. Сопоставляя положения пятен исследуемого раствора с положением пятен «свидетелей», определяют наличие тех или иных аминокислот в исследуемой смеси.

Приводят значения R_f для аминокислот свидетелей и аминокислот в задаче.

Делают заключение о составе аминокислот в задаче.

Контрольные вопросы

1. На чем основан метод хроматографического разделения аминокислот?
2. От чего зависит скорость перемещения аминокислот на бумаге?
3. Как можно обнаружить положение аминокислот на бумаге?

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ВЫПОЛНЕННЫХ ЗАДАНИЙ

Вид работ	Критерии оценки	Баллы
-----------	-----------------	-------

Выполнение задания	Задание выполнено полностью с отличным качеством оформления отчета, рациональным использованием времени, самостоятельным планированием и организацией.	5
	Задание выполнено с незначительными недочетами, хорошее качество оформления отчета, соблюдение отведенного на выполнение задания времени, самостоятельное планирование и выполнение задания при несущественной помощи преподавателя.	4
	Удовлетворительное выполнение задания, помощь преподавателя в планировании и выполнении задания, отдельные ошибки и неточности в формулировках, оформлении отчета, нарушения в организации и планировании работы.	3
	Неудовлетворительное выполнение задания, с грубыми ошибками в отчете и защите работы, без соблюдения, отведенного на выполнение задания времени, неумение самостоятельно организовывать и планировать работу.	2
Выполнение задания с нарушениями сроков сдачи.	Задание выполнено во время консультаций, позже установленного срока оценивается по аналогичным критериям.	3

Список источников информации:

Основные источники:

1. Никитина, Н. Г. Аналитическая химия : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н. Г. Никитина, А. Г. Борисов, Т. И. Хаханина ; под редакцией Н. Г. Никитиной. — 4-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 394 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-01463-1. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/489602>
2. Кудряшева, Н. С. Физическая и коллоидная химия : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Бондарева. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 379 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-00447-2. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/489639>

Дополнительная литература:

1. Антипова, Л. В. Технология обработки сырья: мясо, молоко, рыба, овощи : учебное пособие для среднего профессионального образования / Л. В. Антипова, О. П. Дворянинова ; под научной редакцией Л. В. Антиповой. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 204 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13610-4. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/493941>

Интернет-ресурсы:

1. Механизмы органических реакций. Форма доступа <http://www.tl.ru/3/docs/ximia/him2.htm> <http://www.tl.ru>; v
gimnI
2. Химия для всех. Электронный справочник за полный курс химии. <http://www.informatika.ru/text/database/chemistry/START.html>