

Министерство образования и науки Республики Башкортостан
ГБПОУ Октябрьский многопрофильный профессиональный колледж

Утверждено
на заседании МС
Протокол № 1
от «__»_____ 2021 г.

Рассмотрено
на заседании ПЦК
профессионального цикла
Протокол № 1 от «__»_____ 2021г.
Председатель ПЦК _____ Г.Ф.Ямаева

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
ПО ПРОВЕДЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ
ЕН. 01 «ХИМИЯ»

ОСНОВНОЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ
ПРОГРАММЫ ПОДГОТОВКИ СПЕЦИАЛИСТОВ СРЕДНЕГО ЗВЕНА
ПО СПЕЦИАЛЬНОСТИ СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
43.02.15 ПОВАРСКОЕ И КОНДИТЕРСКОЕ ДЕЛО

Разработала преподаватель: _____ Ф.З. Буриева

Пояснительная записка

Дисциплина **Химия** является частью основной профессиональной образовательной программы в соответствии с ФГОС по специальности СПО 260807 Технология продукции общественного питания, дисциплина входит в математический и общий естественно-научный цикл.

В результате освоения учебной дисциплины «**Химия**» обучающийся должен *уметь*:

- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- использовать свойства органических веществ, дисперсных и коллоидных систем для оптимизации технологического процесса;
- описывать уравнениями химических реакций, процессы, лежащие в основе производства продовольственных продуктов;
- проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- выбирать метод и ход химического анализа, подбирать реактивы и аппаратуру;
- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- выполнять количественные расчеты состава вещества по результатам измерений;
- соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории;

В результате освоения учебной дисциплины «**Химия**» обучающийся должен *знать*:

- основные понятия и законы химии;
- теоретические основы органической, физической, коллоидной химии;
- понятие химической кинетики и катализа;
- классификацию химических реакций;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- гидролиз солей, диссоциацию электролитов в водных растворах, понятие о сильных и слабых электролитах;
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- характеристики различных классов органических веществ, входящих в состав сырья и готовой пищевой продукции;
- основы аналитической химии;
- основные методы классического количественного и физико-химического анализа;
- назначение и правила использования лабораторного оборудования и аппаратуры;
- методы и технику выполнения химических анализов;
- приемы безопасной работы в химической лаборатории;
- закономерности протекания химических реакций различной классификации;
- свойства растворов и коллоидных систем высокомолекулярных соединений;
- особенности дисперсных и коллоидных систем пищевых продуктов;
- свойства растворов и поверхностных явлений;

Дисциплина «Химия» способствует формированию у обучающихся следующих общих и профессиональных компетенций:

Общие компетенции

ОК 1. Осознавать социальную значимость своей будущей профессии, обладать высокой мотивацией к выполнению профессиональной деятельности

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности

ОК 6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями

ОК 7. Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации

ОК 9. Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

ОК 10. Исполнять воинскую обязанность, в том числе с применением полученных профессиональных знаний (для юношей).

Профессиональные компетенции

ПК 1.1. Организовывать подготовку мяса и приготовление полуфабрикатов для сложной кулинарной продукции.

ПК 1.2. Организовывать подготовку рыбы и приготовление полуфабрикатов для сложной кулинарной продукции.

ПК 1.3. Организовывать подготовку птицы и приготовление полуфабрикатов для сложной кулинарной продукции.

ПК 2.1. Организовать и проводить приготовление канапе, легких и сложных холодных закусок.

ПК 2.2. Организовать и проводить приготовление сложных холодных блюд из рыбы, мяса и сельскохозяйственной птицы.

ПК 2.3. Организовать и проводить приготовление сложных холодных соусов.

ПК 3.1. Организовать и проводить приготовление сложных супов.

ПК 3.2. Организовать и проводить приготовление сложных горячих соусов.

ПК 3.1. Организовать и проводить приготовление сложных холодных соусов.

ПК 4.1. Организовать и проводить приготовление сдобных хлебобулочных изделий и праздничного хлеба

ПК 4.2. Организовать и проводить приготовление сложных мучных кондитерских изделий и праздничных тортов.

ПК 4.3. Организовать и проводить приготовление мелкостучных кондитерских изделий.

ПК 4.4. Организовать и проводить приготовление сложных отделочных полуфабрикатов, использовать их в оформлении.

ПК 5.1. Организовать и проводить приготовление сложных холодных десертов.

ПК 5.2. Организовать и проводить приготовление сложных горячих десертов.

Контроль и оценка результатов.

Контроль и оценка результатов освоения дисциплины «Химия» осуществляется преподавателем в процессе проведения практических занятий и лабораторных работ, тестирования, а также выполнения обучающимися, индивидуальных заданий.

Оценка 5 за практическую работу выставляется при своевременном, аккуратном и правильном выполнении работы. В работе должен быть вывод, в котором раскрывается суть работы и приобретенные умения.

Оценка 4 за практическую работу выполняется если, работа выполнена правильно, но несвоевременно или неаккуратно, а так же если в работе отсутствует вывод.

Оценка 3 за практическую работу ставится при ошибках в расчетах, не полном или не грамотном

выполнении работы. Учитывается так же своевременность сдачи.

Оценка 2 за практическую работу ставится если правильно выполнена половина работы или работа не сдана.

Результаты обучения (освоенные умения, усвоенные знания)	Формы и методы контроля и оценки результатов обучения
Умения:	
Приводить примеры экспериментов или наблюдений обосновывающих изменения термодинамических параметров идеального газа, свойств ПАВ зависимость теплового эффекта химических реакций понижение устойчивости растворов высокомолекулярных соединений студнеобразование, коацервация влияние различных факторов на скорость реакции, на процессы растворения, на величину адсорбции	Лабораторные работы, практические занятия
Знания:	
смысл основных: понятий и законов химии; теоретических основ органической, физической, коллоидной химии; понятий химической кинетики и катализа; принципов классификации химических реакций и закономерностей их протекания; этапов гидролиза солей, диссоциации электролитов в водных растворах; понятий тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения, дисперсные и коллоидные системы пищевых продуктов; методов и правил техники выполнения химических анализов;	Тестирование, контрольные работы, устные ответы обучающихся, практические занятия, лабораторные работы.

Перечень практических работ

Практическое занятие № 1 «Решение задач на расчет энтальпий, энтропий, энергии Гиббса химических реакций»

Практическое занятие № 2 Решение задач. Расчеты концентрации растворов, осмотического давления, температур кипения, замерзания, рН среды.

Практическое занятие № 3. Составление формул и схем строения мицелл.

Практическое занятие № 4. Решение задач на правило произведение растворимости.

Практическая работа № 5. Вычисления в весовом и объемном анализе. Определение кристаллизационной воды в кристаллогидратах. Определение нормальности и титра раствора
Лабораторная работа № 1 Определение поверхностного натяжения жидкостей. Определение вязкости жидкостей.

Лабораторная работа № 2 Определение зависимости скорости реакции от температуры и концентрации реагирующих веществ.

Лабораторная работа № 3 Определение тепловых эффектов растворения различных веществ в воде. Определение рН среды различными методами.

Лабораторная работа 4. Получение коллоидных растворов.

Лабораторная работа № 5 Получение устойчивых эмульсий и пен, выявление роли стабилизаторов.

Лабораторная работа № 6 Изучение процессов набухания и студнеобразования.

Лабораторная работа № 7. Первая аналитическая группа катионов. Проведение частных реакций катионов второй аналитической группы. Анализ смеси катионов второй аналитической группы.

Лабораторная работа № 8. Проведение частных реакций катионов третьей и четвертой аналитической группы. Анализ смеси катионов третьей и четвертой аналитических групп.
 Лабораторная работа № 9. Проведение частных реакций анионов первой, второй, третьей групп. Анализ сухой соли.
 Лабораторная работа № 10. Определение общей, титруемой, кислотности плодов и овощей.
 Лабораторная работа № 11. Приготовление рабочего раствора перманганата калия и установление нормальной концентрации.
 Лабораторная работа № 12. Определение содержания хлорида натрия в рассоле.
 Лабораторная работа № 13. Определение качественного и количественного содержания жира в молоке.

Практическое занятие № 1

«Решение задач на расчет энтальпий, энтропий, энергии Гиббса химических реакций»

Теоретическая часть:

Тепловой эффект (энтальпия) химической реакции находится как разность между суммой теплот образования всех продуктов реакции и суммой теплот образования всех реагирующих веществ в данной реакции с учетом стехиометрических коэффициентов (следствие закона Гесса):

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{обр. (продуктов)}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{обр. (реагентов)}}$$

Под стандартной теплотой образования (энтальпией образования) понимают тепловой эффект реакции образования одного моля вещества из простых веществ, его составляющих, находящихся в устойчивых стандартных состояниях. Обозначается $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$.

Например, стандартная энтальпия (теплота) образования 1 моль метана из углерода и водорода равна тепловому эффекту реакции:

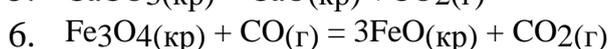
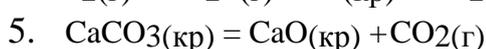
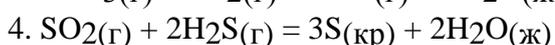
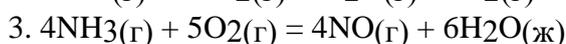
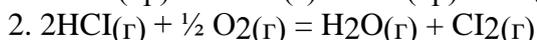
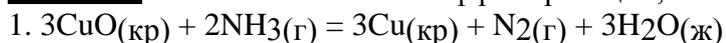


Энтальпия образования (стандартная теплота образования) простых веществ принимается равной нулю, причем нулевое значение энтальпии образования относится к агрегатному состоянию, устойчивому при $T = 298 \text{ К}$. Например, для йода в кристаллическом состоянии $\Delta H^{\circ}_{\text{I}_2(\text{кр.})} = 0 \text{ кДж/моль}$, а для жидкого йода $\Delta H^{\circ}_{\text{I}_2(\text{ж.})} = 22 \text{ кДж/моль}$. Энтальпии образования простых веществ при стандартных условиях являются их основными энергетическими характеристиками.

Значения стандартных теплот образования (энтальпий) различных веществ даны в справочной таблице 3.

Практическая часть:

Задача 1: Вычислите тепловой эффект реакции, используя данные таблицы 3:



Задача 2:

1. Реакция между хлором и иодидом водорода идет по уравнению:



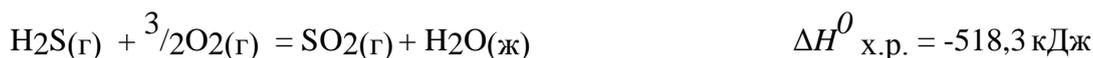
Вычислите стандартную теплоту образования иодоводорода (HI).

2. Реакция горения ацетилен имеет вид:



Вычислите стандартную теплоту образования углекислого газа (CO₂).

3. По реакции горения сероводорода:

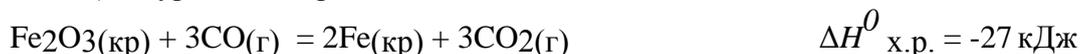


Вычислите стандартную теплоту образования оксида серы (IV) (SO_2).

4. Найдите стандартную теплоту образования оксида углерода (II) (CO), исходя из уравнения реакции:



5. Вычислите стандартную теплоту образования оксида железа (III) (Fe_2O_3) по уравнению реакции:



6. Найдите стандартную теплоту образования оксида азота (II) (NO) по уравнению реакции:

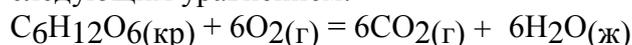


Контрольные вопросы:

1. Что изучает термохимия?
2. Сформулируйте первый закон термохимии.
3. Что показывает стандартная теплота образования?
4. Как читается закон Гесса?
5. Назовите условия самопроизвольного протекания процессов в изолированной системе.
6. Приведите примеры практического использования знания законов термодинамики в технологии приготовления пищи.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Процесс окисления глюкозы, который происходит при длительном хранении муки, выражается следующим уравнением:



Найдите тепловой эффект этой реакции, используя значения теплот образования (таблица 3).

2. При спиртовом брожении 0,1 моль глюкозы, происходящем при изготовлении теста, выделяется 5,06 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования спирта, исходя из уравнения реакции:



Практическое занятие № 2

Решение задач. Расчеты концентрации растворов, осмотического давления, температур кипения, замерзания, pH среды.

Важнейшим свойством разбавленных растворов является осмос – односторонний переход растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией.

Сила, обуславливающая осмос, называется осмотическим давлением. Осмотическое давление зависит от концентрации раствора и температуры. Для разбавленных растворов не электролитов эта зависимость выражается уравнением Вант – Гоффа:

осмотическое давление прямо пропорционально концентрации раствора и абсолютной температуре:

$$P_{\text{осм}} = n \cdot R \cdot T / V$$

где V — объем раствора;

n — число молей растворенного вещества;

R — универсальная газовая постоянная ($R = 8,313 \cdot 10^3 \text{ Дж/град моль}$);

T — абсолютная температура.

Так как отношение

$n/V = C_m$ - концентрация раствора, выраженная в моль/л, то уравнение можно записать:

$$P_{\text{осм}} = C_m \cdot R \cdot T$$

Пользуясь уравнением, можно рассчитать осмотическое давление раствора, если известны его концентрация и температура. Зная $P_{осм}$ при заданной температуре, можно определить концентрацию растворов.

Зависимость температуры кипения и температуры замерзания растворов от концентрации выражает второй закон Рауля: понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения растворов прямо пропорционально концентрации растворенного вещества.

Математически это можно выразить так:

$$\Delta t_{зам.} = K_{кр.} \cdot C$$

где $\Delta t_{зам.}$ — понижение температуры замерзания раствора;

$K_{кр.}$ - криоскопическая константа;

C — концентрация раствора, моль/1000 г растворителя.

Константа замерзания, или криоскопическая константа — величина, характерная для данного растворителя, и представляет собой понижение температуры замерзания, вызываемое растворением 1 моля вещества в 1000г этого растворителя.

Метод, которым измеряют понижение температуры замерзания растворов, называют криоскопией. Он применяется при определении молекулярных масс растворенных веществ по понижению температуры замерзания:

$$M = K_{кр.} \cdot 1000 \cdot m / \Delta t_{зам.} \cdot A$$

M – молекулярная масса;

A – масса растворителя; m – масса растворенного вещества.

Аналогично повышение температуры кипения растворов описывается следующей зависимостью:

$$\Delta t_{кип.} = K_{эб.} \cdot C$$

Где

$\Delta t_{кип.}$ — повышение температуры кипения раствора;

$K_{эб.}$ - эбуллиоскопическая константа; C — концентрация раствора, моль/1000 г растворителя.

Константа кипения, или эбуллиоскопическая константа, является величиной, также характерной для данного растворителя, и представляет собой повышение температуры кипения, вызываемое растворением 1 моля вещества в 1000г этого растворителя.

Метод, которым измеряют повышение температуры кипения растворов, называют эбуллиоскопией.

Он применяется для определения молекулярных масс растворенных веществ, что выражается формулой:

$$M = K_{эб.} \cdot 1000 \cdot m / \Delta t_{кип.} \cdot A$$

Знание законов Рауля позволяет, зная понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения растворов, найти молекулярную массу растворенного вещества, и наоборот, зная молекулярную массу растворенного вещества, найти температуру кипения и замерзания.

Степень кислотности или щелочности раствора принято выражать водородным показателем, который обозначают рН: водородный показатель равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода, находящихся в растворе:

$$pH = - \lg[H^+]$$

В нейтральной среде $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л, $pH = - \lg[H^+] = - \lg 10^{-7} = 7$

Если среда кислая $pH < 7$, в щелочной среде $pH > 7$

В более кислом растворе концентрация ионов водорода выше, а значение рН меньше; в более щелочном растворе концентрация водородных ионов ниже, а значение рН больше.

Пример решение задач.

Задача : Определите осмотическое давление 0,02М раствора глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) при 250С.

Дано:

Решение:

$C_M = 0,2M$ Осмотическое давление вычисляем по формуле:

$$t = 250C_{\text{Росм}} = C_M \cdot R \cdot T$$

Из формулы видно, что для расчета необходимо

$\text{Росм} = ?$ знать абсолютную температуру:

$$T = t + 273 = 25 + 273 = 298 \text{ К};$$

Универсальная газовая постоянная равна:

$$R = 8,313 \cdot 10^3 \text{ Дж/град моль} = 8,313 \text{ Дж/град} \cdot \text{кмоль}$$

Подставляем данные задачи в формулу:

$$\text{Росм} = 0,2 \cdot 8,313 \cdot 298 = 1,66 \text{ (Па)}$$

Ответ: осмотическое давление раствора равно 1,66 Па.

Решить задачи

1. Вычислите температуру кипения 10%-ного раствора глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в воде (для расчетов возьмите массу раствора, равную 100г).
2. Вычислите температуру замерзания 15%-ного раствора сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) в воде (для расчетов возьмите массу раствора, равную 100г).
3. Определите осмотическое давление 0,05M раствора сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
4. Определите осмотическое давление 0,04M раствора глюкозы ($C_6H_{12}O_6$)

Практическое занятие № 3.

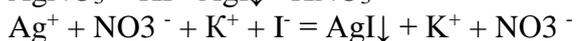
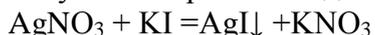
Составление формул и схем строения мицелл.

Теоретическая часть:

Мицелла — электрически нейтральная коллоидная частица, способная к самостоятельному существованию. Она определяет все основные свойства коллоидной системы.

Состоит мицелла из ядра кристаллического или аморфного строения, адсорбционного (неподвижного относительно частицы) и диффузного (подвижного) слоев.

Строение мицеллы рассмотрим на примере образования золя йодистого серебра, который получается при взаимодействии очень разбавленных растворов нитрата серебра и иодида калия:



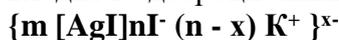
Если иодид калия и нитрат серебра взяты в эквивалентных количествах, частицы AgI растут, достигая значительной величины, превосходящей размеры коллоидных частиц, и быстро выпадают в осадок. Если же реакцию проводят с очень разбавленными растворами при небольшом избытке одного из реагентов, то осадок не выпадает, а образуется коллоидный раствор иодида серебра.

Вещество ядра коллоидной частицы, имеющее кристаллическую или аморфную структуру, нерастворимое в дисперсионной среде, составляет основную массу мицеллы и построено из нейтральных молекул или атомов. В рассматриваемом примере ядро — мельчайший кристаллик иодида серебра, состоящий из большого числа молекул: $m[AgI]$.

Полученное ядро коллоидной степени дисперсности является носителем свободной поверхностной энергии, поэтому на его поверхности идет адсорбционный процесс. Согласно правилу Пескова — Фаянса, на поверхности ядра мицеллы обычно адсорбируются ионы, находящиеся в избытке и имеющиеся в составе ядра частиц, в данном случае, адсорбируются ионы серебра или ионы иода — те, которые находятся в избытке. Если получать коллоидный раствор при избытке иодида калия, то адсорбироваться будут ионы иода, ибо они находятся в избытке. Ионы иода достраивают кристаллическую решетку ядра, прочно входят в его структуру, образуя адсорбционный слой, и придают ядру отрицательный заряд: $m[AgI]nI^-$. Эти ионы,

адсорбирующиеся на поверхности ядра и придающие ему соответствующий заряд, называются потенциалопределяющими ионами.

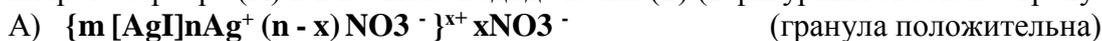
В растворе находятся также и ионы, противоположные по знаку потенциалопределяющим ионам, их называют противоионами. В данном, примере противоионами являются катионы K^+ , которые электростатически притягиваются потенциалопределяющими ионами адсорбционного слоя. Часть противоионов K^+ прочно связывается электрическими и адсорбционными силами и входит в адсорбционный слой. Ядро с адсорбционным слоем называется частицей или гранулой:



В адсорбционном слое гранулы преобладают потенциалопределяющие ионы, число которых можно обозначить nI^- , а количество противоионов – $(n - x)$. Оставшаяся часть противоионов образуют диффузный слой ионов. Ядро с адсорбционным и диффузным слоями называется мицеллой:



Если получать золь йодистого серебра при избытке нитрата серебра, т. е. при избытке Ag^+ , то коллоидная частица благодаря адсорбции ионов Ag^+ на поверхности ядра получит положительный заряд. Следовательно, мицеллы золя иодида серебра, полученного в избытке нитрата серебра (А) и в избытке иодида калия (Б) (в фигурных скобках – гранула) имеют вид:



т. е. мицелла не имеет строго определенного состава.

т. е. мицелла не имеет строго определенного состава.

Чтобы составить формулу мицеллы необходимо выполнить ряд последовательных действий:

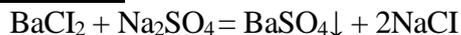
1. записать уравнение реакции, в результате которой получают золь;
2. записать ядро мицеллы (формула нерастворимого соединения);
3. определить, какое вещество взято в избытке и какие ионы являются потенциалопределяющими (см. правило Пескова-Фаянса);
4. записать рядом с формулой ядра мицеллы потенциалопределяющие ионы с коэффициентом **n**;
5. определить противоионы (ионы, находящиеся в избытке и противоположные по знаку потенциалопределяющим ионам);
6. записать противоионы с коэффициентом **(n - x)**;
7. полученную формулу гранулы взять в фигурные скобки;
8. записать противоионы с коэффициентом **x**.

Примеры решения задач:

Задача 1: Записать формулу мицеллы золя, образующегося при смешивании растворов $BaCl_2$ и Na_2SO_4 , взятого в избытке.

Решение:

Записываем уравнение реакции:



Записываем ядро мицеллы: $m [Ba SO_4]$

В избытке по условию Na_2SO_4 , уравнение диссоциации которого имеет вид: $Na_2SO_4 = 2 Na^+ + SO_4^{2-}$

Из этого уравнения определяем, что потенциалопределяющими ионами являются ионы SO_4^{2-} , записываем:

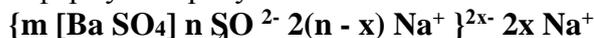


Противоионами в данном случае являются ионы Na^+ , записываем:



(2 перед **n - x** поставили потому, что заряд иона SO_4^{2-} равен -2, а заряд иона Na^+ равен +1)

Полученная формула является формулой гранулы. Записываем остальные противоионы:



Полученная формула является формулой мицеллы.

2. При достаточно медленном введении SrCl_2 в разбавленный раствор NaF , возможно образование гидрозоль SrF_2 . Напишите формулу мицеллы и укажите знак электрического заряда коллоидных частиц этого золя.

Практическое занятие № 4.

Решение задач на правило произведения растворимости.

Теоретическая часть:

В аналитической практике важным вопросом является изучение условий образования или растворения осадков электролитов. Как известно, при растворении твердого вещества в воде растворение прекращается, когда получается насыщенный раствор, т.е. когда между растворимым веществом и находящимися в растворе молекулами того же вещества устанавливается равновесие. При растворении электролитов, кристаллы которых построены из ионов, в раствор переходят не молекулы, а отдельные ионы, поэтому и равновесие в насыщенном растворе устанавливается между перешедшими в раствор ионами и осадком, т. е. твердым состоянием вещества. Например, в насыщенном растворе сульфата бария BaSO_4 устанавливается равновесие:



Произведение концентраций ионов труднорастворимого электролита в насыщенном растворе при неизменной температуре имеет постоянную величину и называется произведением растворимости (ПР).

Для BaSO_4 величина произведения растворимости вычисляется по формуле:

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}],$$

где $[\text{Ba}^{2+}]$ и $[\text{SO}_4^{2-}]$ – концентрации ионов (моль/л) в насыщенном растворе BaSO_4 .

В тех случаях, когда электролит содержит два или несколько одинаковых ионов, концентрации этих ионов при вычислении произведения растворимости должны быть возведены в соответствующие степени.

Например, для сульфида меди (I) Cu_2S , уравнение диссоциации которого имеет вид:



Произведение растворимости вычисляется по формуле:

$$\text{ПР}_{\text{Cu}_2\text{S}} = [\text{Cu}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}],$$

Произведение растворимости (ПР) характеризует способность электролита растворяться.

Растворимость большинства электролитов зависит от температуры, в результате чего, меняются и характерные для них значения произведений растворимости.

Произведение растворимости имеет большое значение в аналитической химии. Используя его, можно заранее предвидеть направление реакции и примерно представить себе возможность выпадения в осадок того или иного иона или, наоборот, растворение осадка электролита.

Осадок образуется в том случае, когда произведение концентраций ионов электролита превысит величину произведения растворимости, и наоборот, осадок растворяется тогда, когда произведение концентраций ионов электролита будет меньше произведения растворимости. Величину произведения растворимости всегда можно рассчитать, зная растворимость данного вещества (концентрацию в насыщенном растворе) и, наоборот, по произведению растворимости можно определить концентрацию ионов в насыщенном растворе.

Примеры решения задач:

Задача 1: Напишите выражение для произведения растворимости гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Решение:

Уравнение диссоциации гидроксида железа (III) имеет вид: $\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^-$

Произведение растворимости равно произведению концентрации ионов с учетом стехиометрических коэффициентов. Следовательно:

$$\text{ПР}_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$$

Задача 2: Определить произведение растворимости $Mg(OH)_2$, если растворимость его при комнатной температуре равна $1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Решение:

Запишем уравнение диссоциации гидроксида магния: $Mg(OH)_2 = Mg^{2+} + 2OH^-$

Из уравнения видно, что при диссоциации из одной молекулы $Mg(OH)_2$ образуются один ион Mg^{2+} и два иона OH^- . Следовательно, концентрация ионов магния равна концентрации гидроксида магния:

$$[Mg^{2+}] = [Mg(OH)_2] = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Концентрация гидроксид-ионов в два раза больше, чем концентрация гидроксида магния:

$$[OH^-] = 2 \cdot [Mg(OH)_2] = 2 \cdot (1,1 \cdot 10^{-4}) = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

С учетом стехиометрических коэффициентов произведение растворимости равно:

$$PP_{Mg(OH)_2} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

Подставляя значения концентраций ионов, получаем:

$$PP_{Mg(OH)_2} = 1,1 \cdot 10^{-4} \cdot (2,2 \cdot 10^{-4})^2 = 5,324 \cdot 10^{-12}$$

Ответ: $PP_{Mg(OH)_2} = 5,324 \cdot 10^{-12}$

Задача 3: Рассчитать концентрацию насыщенного раствора

(растворимость) иодида серебра AgI при $25^\circ C$ (в моль/л и в г/л), если произведение растворимости этой соли составляет $8,31 \cdot 10^{-17}$.

Решение:

Диссоциация иодида серебра протекает по уравнению: $AgI = Ag^+ + I^-$.

Произведение растворимости, согласно уравнению, равно: $PP_{AgI} = [Ag^+] \cdot [I^-]$

Обозначим концентрацию ионов серебра – c . Поскольку $[Ag^+] = [I^-] = c$, то уравнение произведения растворимости примет вид: $PP_{AgI} = c^2$ Тогда $c = \sqrt{PP_{AgI}} = \sqrt{8,31 \cdot 10^{-17}} = \sqrt{83,1 \cdot 10^{-18}} = 9,1 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Так как $[Ag^+] = [AgI]$, следовательно, концентрация насыщенного раствора AgI , т.е. растворимость AgI , равна $9,1 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Чтобы определить растворимость AgI в г/л, необходимо найти массу AgI , соответствующую количеству вещества $9,1 \cdot 10^{-9}$ моль:

$$m(AgI) = \nu(AgI) \cdot M(AgI) = 9,1 \cdot 10^{-9} \cdot (108 + 127) = 2138,5 \cdot 10^{-9}(\text{г}) = 0,21385 \cdot 10^{-5}(\text{г})$$

Ответ: растворимость AgI равна $9,1 \cdot 10^{-9}$ моль/л или $0,21385 \cdot 10^{-5}$ г/л.

Задача 4: Вычислить произведение растворимости карбоната магния

$MgCO_3$, если 1л его насыщенного раствора содержит 0,27г соли.

Решение:

Произведение растворимости равно произведению молярных концентраций ионов в насыщенном растворе, следовательно, нам необходимо рассчитать молярную концентрацию $MgCO_3$. Другими словами, находим количество вещества, соответствующее 0,27г $MgCO_3$:

$\nu = m/M$, где ν – количество вещества (моль), m – масса вещества (г), M – молярная масса вещества (г/моль).

$$M(MgCO_3) = 24 + 12 + 16 \cdot 3 = 84 \text{ (г/моль)}$$

$\nu(MgCO_3) = 0,27/84 = 0,0032$ (моль), следовательно, молярная концентрация карбоната магния равна $0,0032$ моль/л или $3,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Составляем уравнение диссоциации карбоната магния:



Записываем выражение произведения растворимости: $PP_{MgCO_3} = [Mg^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$

Из уравнения диссоциации определяем:

$$[Mg^{2+}] = [CO_3^{2-}] = [MgCO_3] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

$$3 \qquad \qquad \qquad 3$$

Подставляем значения концентраций в формулу: $PP_{MgCO_3} = 3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 3,2 \cdot 10^{-3} = 10,24 \cdot 10^{-6}$

Ответ: $PP_{MgCO_3} = 10,24 \cdot 10^{-6}$

Практическая часть:

Вариант 1:

1. Напишите выражение для произведения растворимости труднорастворимых веществ: а) PbI_2 б) $Ag_2Cr_2O_7$ в) $BaCO_3$
2. Растворимость гидроксида железа (II) $Fe(OH)_2$ при $20^\circ C$ равна $4,9 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Рассчитайте произведение растворимости $Fe(OH)_2$ при данной температуре.
3. Произведение растворимости сульфата кальция $CaSO_4$ при $25^\circ C$ равно $6,1 \cdot 10^{-5}$. Вычислите растворимость $CaSO_4$ (в моль/л и в г/л) при указанной температуре.
4. В 1л насыщенного при комнатной температуре раствора $AgIO_3$ содержится 0,044г соли. Вычислите произведение растворимости $AgIO_3$.
5. Насыщенный раствор сульфида цинка ZnS содержит $3,5 \cdot 10^{-12}$ моль/л ионов Zn^{2+} . Чему равно произведение растворимости ZnS ?

Вариант 2:

1. Напишите выражение для произведения растворимости труднорастворимых веществ: а) $Cu(OH)_2$ б) $PbCl_2$ в) $SrSO_4$
2. Растворимость гидроксида цинка $Zn(OH)_2$ при $18^\circ C$ равна $1,4 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Рассчитайте произведение растворимости $Zn(OH)_2$ при данной температуре.
3. Произведение растворимости карбоната бария $BaCO_3$ при $25^\circ C$ равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость $BaCO_3$ (в моль/л и в г/л) при указанной температуре.
4. В 1л насыщенного раствора сульфата бария $BaSO_4$ содержится 0,0025г соли. Вычислите произведение растворимости $BaSO_4$.
5. Насыщенный раствор хлорида серебра $AgCl$ содержит $1,25 \cdot 10^{-5}$ моль/л ионов Ag^+ . Чему равно произведение растворимости $AgCl$?

Задачи для самостоятельного решения:

1. Растворимость карбоната кальция при некоторой температуре составляет $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определить произведение растворимости этой соли.
2. Произведение растворимости $PbCl_2$ при $20^\circ C$ равно $2,0 \cdot 10^{-5}$. Вычислите молярную концентрацию $PbCl_2$ в насыщенном растворе при этой температуре.
3. Может ли образоваться осадок $Mg(OH)_2$, если смешать равные объемы 0,5М раствора $MgCl_2$ и 0,1М раствора $NaOH$?

Практическая работа № 5.

Вычисления в весовом и объемном анализе. Определение кристаллизационной воды в кристаллогидратах. Определение нормальности и титра раствора

Вычисления в весовом анализе

Теоретическая часть:

Гравиметрический (весовой) анализ - один из методов количественного анализа, который позволяет определять состав анализируемого вещества путем измерения массы. Этот метод часто используется в пищевых лабораториях для определения влажности, зольности, содержания отдельных элементов или соединений. По результатам анализа производят соответствующие вычисления.

1. Определение зольности продукта.

Взвешенный на аналитических весах исходный продукт (навеску) сжигают, полученную золу доводят до постоянной массы (прокаливают до тех пор, пока не перестанет изменяться масса) и взвешивают. Пусть исходная навеска продукта составляет A г, масса прокаленной золы - B г, тогда зольность продукта (в %) вычисляется, исходя из пропорции:

навеска A г составляет 100 %
масса золы B г - x %

$$X = B \cdot 100\% / A$$

2. Определение влажности продукта.

Из навески исходного вещества полностью удаляют определяемую составную часть и остаток взвешивают. Навеску исходного вещества A г высушивают в сушильном шкафу до постоянной массы - B г.

Масса удаленной влаги ($A - B$) г. Определяем влажность продукта (в %):

A г продукта составляет 100% ($A - B$) г влаги - $X\%$

$$X = (A - B) \cdot 100\% / A$$

3. Определение содержания отдельных элементов.

Определяемую составную часть количественно связывают в такое химическое соединение, в виде которого она может быть выделена и взвешена. Соединение, в виде которого определяемая часть выпадает в осадок, называется его осаждаемой формой, а в виде которого оно взвешивается - гравиметрической формой.

Расчетная формула для определения содержания (в %) любого элемента по исходной навеске и массе гравиметрической формы:

$$Q\% = \frac{F \cdot B \cdot 100\%}{A}$$

A – масса исходной навески (г);

B – масса гравиметрической формы (г);

F – фактор пересчета, равный отношению атомной массы определяемого элемента к молекулярной массе соединения, представляющего гравиметрическую форму вещества:

$F = \frac{A_r(\text{определяемого элемента})}{M_r(\text{гравиметрической формы})}$

Пример 1: Навеску чистого $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ массой 0,4872г для определения содержания бария перевели в осадок $BaSO_4$. Масса осадка после прокаливании равна 0,4644г. Рассчитайте содержание (массовую долю) бария в данном образце.

Дано:

$$A = 0,4872\text{г}$$

$$B = 0,4644\text{г}$$

$$Q(\text{Ba}) = ?$$

Решение:

$$Q = \frac{F \cdot B \cdot 100\%}{A}$$

$$F = \frac{A_r(\text{Ba})}{M_r(\text{BaSO}_4)}$$

$$M_r(\text{BaSO}_4)$$

$$M_r(\text{BaSO}_4) = 137 + 32 + 16 \cdot 4 = 233; F = 137 / 233 = 0,59$$

$$Q(\text{Ba}) = \frac{0,59 \cdot 0,4644 \cdot 100\%}{0,4872} = 56,24\%$$

4. Пересчет результатов анализа на сухое вещество.

Часто состав двух продуктов невозможно сравнить потому, что они различаются по содержанию гигроскопической влаги. Поэтому прибегают к пересчету на абсолютно сухое вещество. Для этого из суммы составных частей вычитают количество воды и содержание отдельных компонентов выражают в процентах к остатку. Таким же способом при необходимости производят пересчет на беззольное или на обезжиренное вещество, соответственно вычитая из суммы компонентов массу золы или жира.

Пример 2: Требуется сравнить два продукта по содержанию сахара, если анализом установлен их состав (%):

	мука	сахар	вода
1-й продукт.....	82,87	5,53	11,6
2-й продукт.....	74,07	4,93	21,0

Решение: Пересчитаем содержание сахара на абсолютно сухое вещество:

1-й продукт		2-й продукт	
(100 - 11,6) составляет 100%		(100 - 21) составляет 100%	
5,53	-	4,93	-
	x%		x%
$x = \frac{5,53 \cdot 100}{100 - 11,6} = 6,25\%$		$x = \frac{4,93 \cdot 100}{100 - 21} = 6,25\%$	

(100 -11,6)

(100 -21)

Расчет показывает, что содержание сахара в анализируемых продуктах одинаковое.

Практическая часть:

1. В пшеничной муке высшего сорта минеральных веществ (зола) должно быть не более 0,55%. Рассчитайте зольность следующих образцов муки по ниже приведенным данным анализа и сделайте вывод о соответствии их стандартным требованиям.

А) Навеску муки 1,8562г прокалили, сожгли, довели массу до постоянной величины 0,0496г.

Б) Навеску муки 1,6734г прокалили, сожгли, довели массу до постоянной величины 0,0215г.

2. Навеску крахмала 2,6284г высушили в сушильном шкафу до постоянной величины 2,5015г.

3. Определите влажность сахара, если навеску 3,0742г высушили до постоянной величины 2,9116г.

4. Вычислите фактор пересчета в следующих примерах: А) определяемый элемент – Са; гравиметрическая форма – СаО;

Б) определяемый элемент – Сl; гравиметрическая форма – AgCl;

5. Навеску $Al_2(SO_4)_3 \cdot xH_2O$ массой 0,7000г перевели в осадок Al_2O_3 массой 0,1070г. Рассчитайте массовую долю алюминия в навеске.

6. Из навески $Na_2SO_4 \cdot xH_2O$ массой 0,4000г получен осадок $BaSO_4$ массой 0,3262г. Рассчитайте массовую долю серы в навеске.

7. Даны два продукта, состав которых установлен в ходе анализа:

	мука	крахмал		
	соль	вода		

1 продукт:	76,62%	18,95%	1,04%	3,39%
------------	--------	--------	-------	-------

2 продукт:	80,14%	17,34%	1,46%	1,06%
------------	--------	--------	-------	-------

А) сравните эти продукты по содержанию крахмала; Б) сравните эти продукты по содержанию соли.

Задания для самостоятельного решения:

1. Как содержание влаги влияет на качество и на срок хранения продуктов?

2. Что такое фактор пересчета?

3. Вычислите фактор пересчета по данным: определяемый элемент – Fe; гравиметрическая форма – $FePO_4$.

4. Вычислите массовую долю магния в навеске 0,5520г $MgSO_4 \cdot xH_2O$, из которой получен осадок $Mg_2P_2O_7$ массой 0,2492г.

Расчеты в объемном анализе

Теоретическая часть:

При объемно-аналитических определениях чаще всего приходится вычислять одну из трех величин: объем стандартного раствора V , израсходованный на титрование определяемого вещества (мл), концентрацию стандартного раствора c и содержание определяемого вещества Q в растворе, в граммах. Данные величины связаны между собой, поэтому, зная две из них, всегда можно найти третью.

Концентрацию вычисляют по формулам:

$$T = g / V \quad (1)$$

где T- титр раствора, г/мл; g-навеска вещества, г; V-объем раствора, мл

$$N = \frac{T \cdot 1000}{\Theta} \quad (2)$$

Э

где N – нормальность раствора; Э – эквивалентная масса вещества Массу вещества Q в растворе рассчитывают по формуле:

$$Q = T \cdot V \quad (3) \text{ или } Q = \frac{N \cdot \Theta \cdot V}{1000} \quad (4)$$

1000

Для расчетов можно использовать и титр по определяемому веществу. Согласно закону эквивалентов на титрование 1 эквивалента любого вещества будет израсходован 1 эквивалент другого вещества. Из этого вытекает правило: объемы двух растворов разных веществ (например, кислоты и щелочи) реагируют между собой в количествах, обратно пропорциональных их нормальным концентрациям. Поэтому объем раствора можно вычислить из следующих соотношений:

$$\underline{V}_к = \underline{N}_щ \text{ или } V_к \cdot N_к = V_щ \cdot N_щ \quad (5)$$

$V_щ N_к$

Задача 1: В 250,0 мл раствора NaOH содержится 10,00г этого вещества. Чему равен титр этого раствора?

Дано:

$$\begin{array}{l} g_{\text{NaOH}} = 10,00\text{г} \\ \underline{V_{\text{NaOH}} = 250,0 \text{ мл}} \\ T_{\text{NaOH}} = ? \end{array} \quad |$$

Решение:

Титр раствора определяем по формуле (1):

$$T_{\text{NaOH}} = \frac{10,00}{250,0} = 0,040 \text{ (г/мл)}$$

Ответ: $T_{\text{NaOH}} = 0,040 \text{ г/мл}$

Задача 2: Какой объем 0,05н HCl потребуется для титрования 20,00мл 0,1н раствора KOH?

Дано:

$$\begin{array}{l} N_{\text{HCl}} = 0,05\text{н (экв/л)} \\ V_{\text{KOH}} = 20,00\text{мл} \\ \underline{0,1\text{н}} \\ V_{\text{HCl}} = ? \end{array} \quad |$$

Решение:

На основании формулы (5) имеем: $\underline{N_{\text{KOH}}} =$
 $V_{\text{HCl}} \cdot 0,05 = 20,00 \cdot 0,1$

$$\begin{array}{l} \text{Отсюда:} \\ V_{\text{HCl}} = \frac{20,00 \cdot 0,1}{0,05} = 40,00 \text{ (мл)} \end{array}$$

Ответ: $V_{\text{HCl}} = 40,00 \text{ мл}$

Задача 3: На титрование 0,2173г соды Na_2CO_3 израсходовано 23,17 мл раствора HCl. Вычислить нормальную концентрацию HCl и титр соляной кислоты по соде.

Дано:

$$\begin{array}{l} g_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,2173\text{г} \\ \underline{V_{\text{HCl}} = 23,17 \text{ мл}} \\ N_{\text{HCl}} = ? \\ T_{\text{HCl}} = ? \end{array} \quad |$$

Решение:

Рассчитаем, сколько эквивалентов соды содержится в навеске массой 0,2173г:

$$\begin{array}{l} \text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3)/2 = \underline{23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3} = 53 \text{ (г) } 2 \\ \underline{0,2173} = 0,0041 \text{ экв.} \\ 53 \end{array}$$

Согласно закону эквивалентов, вещества взаимодействуют в количествах, пропорциональных их эквивалентам, поэтому в 23,17 мл HCl содержалось точно такое же количество ее эквивалентов, т.е. 0,0041 экв. Из пропорции вычислим количество эквивалентов HCl в 1л раствора, иначе - вычислим нормальную концентрацию HCl в 23,17мл содержится 0,0041 экв HCl в 1000 мл содержится x экв HCl

$$X = \frac{0,0041 \cdot 1000}{23,17} = 0,1769 \text{ экв/л}$$

Титр соляной кислоты по соде определяем по формуле:

$$N(\text{HCl}) \cdot \text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \quad 0,1769 \cdot 53$$

$$T(\text{HCl} / \text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{\text{-----}}{1000} = \frac{\text{-----}}{1000} = 0,009375 \text{ г/мл}$$

Задача 4: На титрование раствора NaOH израсходовано 21,72 мл 0,1251н раствора HCl. Вычислить массу NaOH в растворе.

Дано:

$$V_{\text{HCl}} = 21,72 \text{ мл} \quad |$$

$$N_{\text{HCl}} = 0,1251 \text{н} \quad |$$

= ?

Решение:

Массу NaOH определяем по формуле (4): $Q(\text{NaOH})$

$$0,1251 \cdot 40 \cdot 21,72$$

$$Q(\text{NaOH}) = \frac{\text{-----}}{1000} = 0,1087 \text{г.}$$

Ответ: $Q(\text{NaOH}) = 1087\text{г}$

Практическая часть:

Вариант 1:

Задача 1: Определить титр и нормальность раствора, в 300мл которого содержится 0,690г K_2CO_3 .

Задача 2: На титрование 10 мл раствора HCl израсходовано 15 мл 0,120н раствора NaOH . Определите нормальность раствора HCl .

Задача 3: Какой объем 0,03н раствора KOH потребуется для титрования 15,00 мл 0,01н раствора HNO_3 .

Задача 4: На титрование 0,2208г K_2CO_3 израсходовано 34,24 мл раствора HCl . Вычислить нормальную концентрацию HCl и титр соляной кислоты по карбонату калия.

Задача 5: На титрование раствора KOH израсходовано 16,64 мл 0,1335н раствора HCl . Вычислить массу KOH в растворе.

Вариант 2:

Задача 1: Определить титр и нормальность раствора, 250 мл которого содержит 0,355г Na_2SO_4 .

Задача 2: На титрование 10 мл 0,1234н раствора NaOH израсходовали 11,25 мл H_2SO_4 . Определите нормальность раствора H_2SO_4 .

Задача 4: Какой объем 0,02н раствора HNO_3 потребуется для титрования 10,00 мл 0,015н раствора NaOH .

Задача 4: На титрование 0,1794г K_2CO_3 израсходовано 26,12 мл раствора HCl . Вычислить нормальную концентрацию HCl и титр соляной кислоты по карбонату калия.

Задача 5: На титрование раствора HCl израсходовано 23,12 мл 0,086н раствора NaOH . Вычислить массу HCl в растворе.

Лабораторная работа № 1

Определение поверхностного натяжения жидкостей. Определение вязкости жидкостей.

Цель: определить коэффициент поверхностного натяжения воды методом отрыва капель.

Оборудование: сосуд с водой, шприц, сосуд для сбора капель.

Теория.

Молекулы поверхностного слоя жидкости обладают избытком потенциальной энергии по сравнению с энергией молекул, находящихся внутри жидкости

Как и любая механическая система, поверхностный слой жидкости стремится уменьшить потенциальную энергию и сокращается. При этом совершается работа A :

$$A = \sigma \Delta S$$

где σ - коэффициент поверхностного натяжения. Единицы измерения Дж/м² или Н/м

$$\sigma = \frac{A}{\Delta S} \quad \text{или} \quad \sigma = \frac{F}{l}$$

где F – сила поверхностного натяжения, l – длина границы поверхностного слоя жидкости.

Поверхностное натяжение можно определять различными методами. В лабораторной работе используется **метод отрыва капель**.

Опыт осуществляют со шприцом, в котором находится исследуемая жидкость. Нажимают на поршень шприца так, чтобы из отверстия узкого конца шприца медленно падали капли. Перед моментом отрыва капли сила тяжести $F_{\text{тяж}} = m_{\text{капли}} \cdot g$ равна силе поверхностного натяжения F , граница свободной поверхности – окружность капли

$$l = \pi \cdot d_{\text{капли}}$$

Следовательно:

$$\sigma = \frac{F}{l} = \frac{m_{\text{капли}} \cdot g}{\pi d_{\text{капли}}}$$

Опыт показывает, что $d_{\text{капли}} = 0,9d$, где d – диаметр канала узкого конца шприца.

Массу капли можно найти, посчитав количество капель n и зная массу всех капель m .

Масса капель m будет равна массе жидкости в шприце. Зная объем жидкости в шприце V и плотность жидкости ρ можно найти массу $m = \rho \cdot V$

Ход работы.

1. Начертите таблицу:

№ опыта	Масса капле m, кг	Число капле n	Диаметр канала шприца d, м	Поверхностное натяжение σ , Н/м	Среднее значение поверхностного натяжения $\sigma_{ср}$, Н/м	Табличное значение поверхностного натяжения $\sigma_{таб}$, Н/м	Относительная погрешность δ %
1	$1 \cdot 10^{-3}$		$2,5 \cdot 10^{-3}$			0,072	
2	$2 \cdot 10^{-3}$		$2,5 \cdot 10^{-3}$				
3	$3 \cdot 10^{-3}$		$2,5 \cdot 10^{-3}$				

Опыт 1

- Наберите в шприц 1 мл воды («один кубик»).
- Подставьте под шприц сосуд для сбора воды и, плавно нажимая на поршень шприца, добейтесь медленного отрывания капель. Подсчитайте количество капель в 1 мл и результат запишите в таблицу.

$$\sigma = \frac{mg}{n\pi 0,9d}$$

- Вычислите поверхностное натяжение по формуле
Результат запишите в таблицу.
- Повторите опыт с 2 мл и 3 мл воды.

$$\sigma = \frac{\sigma_1 + \sigma_2 + \sigma_3}{3}$$

- Найдите среднее значение поверхностного натяжения
Результат запишите в таблицу.
- Сравните полученный результат с табличным значением поверхностного натяжения с учетом температуры.
- Определите относительную погрешность методом оценки результатов измерений.

$$\delta = \frac{|\sigma_{табл} + \sigma_{ср}|}{\sigma_{табл}} \cdot 100\%$$

Результат запишите в таблицу.

- Сделайте вывод.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ.

- Почему поверхностное натяжение зависит от рода жидкости?
- Почему и как зависит поверхностное натяжение от температуры?
- Изменится ли результат вычисления поверхностного натяжения, если опыт проводить в другом месте Земли?
- Изменится ли результат вычисления, если диаметр капле трубки будет меньше?
- Почему следует добиваться медленного падения капле?

Результаты измерений:

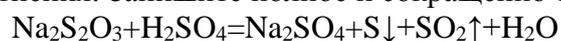
Количество капле в 1 мл - 21
Количество капле в 2 мл - 40
Количество капле в 3 мл - 59

Лабораторная работа № 2

Определение зависимости скорости реакции от температуры и концентрации реагирующих веществ.

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Используется реакция воздействия серной кислоты с тиосульфатом натрия, сопровождающаяся выделением серы в виде помутнения. Запишите полное и сокращенно-ионное уравнение реакции.



Ход работы:

- Возьмите 3 пробирки. Налейте в пробирки из бюретки указанные в табл.1 объемы раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и воды.

- В первую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилейте 2 мл раствора H_2SO_4 и одновременно включите секундомер. Наблюдайте за помутнением с помощью экрана из листочка тетрадной бумаги. Отметьте время протекания реакции от момента сливания растворов до исчезновения из поля зрения рисунка на экране и запишите данные в табл.1.
- Аналогичный опыт проделайте со второй и третьей пробиркой. Результаты оформите в виде табл. 1.
- Рассчитайте относительные объемные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в опытах 1, 2, 3 и запишите в табл.1.

$$\varphi = \frac{V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} + V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\%$$

- Рассчитайте относительные скорости реакции и запишите в табл.2.
- На «миллиметровке» постройте график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отметьте относительные концентрации, а на оси ординат — относительную скорость. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Запишите математическое выражение скорости данной реакции.

Таблица 1

Зависимость скорости химической реакции от концентрации.

№ пробирок	Объемы(V) в мл			Объемная концентрация (φ), в %	Время протекания реакции(τ), в сек.	Относительная скорость реакции $v = 1/\tau$, сек ⁻¹
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1.	2	4	2			
2.	4	2	2			
3.	6	0	2			

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Возьмите две пробирки. В одну из пробирок налейте 3 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую 3 мл раствора H_2SO_4 . Отпустите термометр в пробирку с тиосульфатом натрия, определите температуру опыта и запишите в табл. 2. Слейте оба раствора из пробирок вместе и одновременно включите секундомер. Наблюдайте за помутнением раствора через экран, как в опыте 1. Отметьте время протекания реакции и запишите в табл.2.

Следующий опыт проделайте при температуре на 10°C выше первоначальной. Для этого обе пробирки с растворами опустите в стакан с горячей водой, нагрейте до соответствующей температуры, определяя температуру с помощью термометра. Слейте оба раствора из пробирок вместе и одновременно включите секундомер. Наблюдайте за помутнением раствора через экран, как в опыте 1. Отметьте время протекания реакции и запишите в табл. 2.

Третий опыт проведите при температуре на 10°C выше второго опыта. Оформите отчет в виде табл. 2.

Таблица 2

Зависимость скорости химической реакции от температуры

№ пробирок	Объемы(V) в мл		Температура опыта, в $^\circ\text{C}$	Время течения реакции(τ), в сек.	Относительная скорость реакции $v = 1/\tau$, сек ⁻¹
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
1.	3	3			
2.	3	3			
3.	3	3			

На «миллиметровке» постройте график зависимости скорости реакции от температуры и запишите вывод.

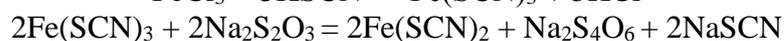
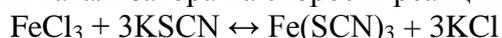
Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции.

а) В $\frac{1}{4}$ объем пробирки налейте раствор H_2O_2 . Бросьте в пробирку щепотку оксида марганца(IV). Наблюдайте за протеканием бурной реакции и выделением газа при разложении пероксида водорода. Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Объясните, почему тлеющая лучинка загорается, и какой газ при этом выделяется?

Напишите уравнение реакции. Какую роль играет оксид марганца(IV)? Какой вид катализа наблюдается при этом?

б) Каталитическое восстановление роданида железа(III)

В пробирку налейте дистиллированную воду и туда же капните 20 капель роданида калия и 2 капли хлорида железа (III). Разделите содержимое пробирки на две равные части в две пробирки. В одну пробирку внесите одну каплю раствора сульфата меди(II). Затем в обе пробирки добавьте одновременно по 10 капель тиосульфата натрия (предварительно приготовленного в двух пробирках). Наблюдайте различную скорость обесцвечивания раствора, напишите уравнение реакции и сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.



Вопросы и задачи к лабораторной работе №2

1. Что называется скоростью химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ в гомогенной системе.
4. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ в гетерогенной системе.
5. Закон действующих масс.
6. Константа скорости химической реакции.
7. Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа.
8. Что такое катализатор, катализ и ингибитор, для чего они нужны?
9. Каков механизм действия катализаторов в гомогенной и гетерогенной системах?
10. Выразите математически скорости прямых и обратных реакций:
а) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + 3\text{CO}(\text{г.}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{тв.}) + 3\text{CO}_2(\text{г.})$;
в) $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ г) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$.
11. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры с 20°C до 50°C, если температурный коэффициент равен 3.
12. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2\text{A}_2(\text{г.}) + \text{B}_2 = 2\text{A}_2\text{B}(\text{г.})$, чтобы при уменьшении концентрации вещества А в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась.
13. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацию угарного газа увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
14. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 15,6 раз.
15. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 минут. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее: а) при 200°C; б) при 80°C.

Лабораторная работа № 3

Определение тепловых эффектов растворения различных веществ в воде. Определение рН среды различными методами.

Цель работы: Закрепить и совершенствовать знания и умения по Определению тепловых эффектов растворения различных веществ в воде. Определение рН среды различными методами.

ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ ПО ТЕМЕ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ

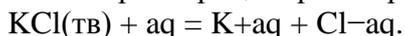
Определение теплоты растворения соли в воде

При химических реакциях происходит изменение внутренней энергии системы. При этом теплота может выделяться или поглощаться. Процессы, в которых теплота выделяется, называются экзотермическими, процессы, протекающие с поглощением теплоты, - Количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся при реакции, называется тепловым эффектом реакции ΔH измеряется в к Дж\моль.

Растворение твердых веществ в воде всегда сопровождается поглощением или выделением теплоты, которую обычно относят к одному молю растворенного вещества и называют теплотой растворения вещества Q , Дж\моль. При растворении твердых веществ в воде одновременно идут два процесса - разрушение кристаллической решетки твердого вещества и взаимодействие молекул растворителя с ионами твердого вещества (гидратация) с распределением гидратированных ионов по всему объему раствора. На разрушение твердого вещества энергия затрачивается ($\Delta H_1 > 0$), а при

гидратации энергия выделяется ($\Delta H_2 > 0$), суммарный тепловой эффект зависит от абсолютных значений ΔH_1 и ΔH_2 и может быть как положительным, так и отрицательным.

Рассмотрим процесс растворения соли



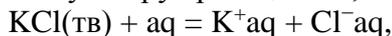
Согласно закону Гесса, этот процесс можно представить в виде отдельных стадий: Сначала происходит разрушение кристаллической решетки твердой соли с образованием газообразных ионов: $KCl(тв) \rightarrow K^+(газ) + Cl^-(газ)$ $Q_p = \Delta H_{реш} > 0$. (1)

При этом теплота поглощается (процесс эндотермический). $\Delta H_{реш}$ – это количество тепла, которое необходимо затратить, чтобы «разорвать» на ионы 1 моль твердой соли.

Далее происходит взаимодействие ионов с водой (гидратация ионов), при этом теплота выделяется (процессы гидратации экзотермические):



Суммируя реакции 1-3, получим уравнение, характеризующее и реакцию растворения:



Во время опыта давление в калориметрической системе остается постоянным, равным атмосферному, поэтому тепловой эффект изучаемого процесса: $Q_p = \Delta H$

Тепловой баланс процесса в калориметрическом опыте выражается уравнением: $\Delta H = C_k \cdot \Delta t$, где C_k – теплоемкость калориметрической системы, которая равна сумме теплоемкостей всех ее частей

$C_k = \sum C_i \cdot \Delta t$; C_k остается постоянной при опытах в данном калориметре с различными солями, если вес соли и растворителя брать постоянным. В противном случае: $C_k = (G+g) \cdot C + K$, где G - навеска

воды, g -навеска соли, C - удельная теплоемкость раствора ($C=0,98 \frac{ккал}{г \cdot град} = 4,1 \frac{Дж}{г \cdot град}$), K – постоянная калориметра, Δt – изменение температуры в процессе растворения, которое определяется графически.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

Опыт 1:

Определить тепловой эффект реакции и теплоту растворения вещества в воде. Для опытов взять три твердых вещества по указанию преподавателя.

Порядок выполнения работы

1. В химический стакан отмерить с помощью мерной колбы 25 см³ дистиллированной воды и измерить её температуру t , К. Записать значение температуры в таблицу 1.
2. На техномических весах взять три навески по 10 г твердых веществ по указанию преподавателя.
3. При энергичном перемешивании всыпать навеску одного из веществ в стакан с водой, добиться полного растворения вещества в воде. По термометру следить за изменением температуры. Записать значение температуры раствора t_p , К, когда она перестанет изменяться, в таблицу 1.

Рассчитать изменение температуры Δt , К по формуле

$$\Delta t = t_p - t \quad (1)$$

Записать значение Δt , К в таблицу 1.

4. Повторить действия, описанные в пункте 3, с навесками двух других веществ.
5. Произвести расчеты теплового эффекта ΔH , кДж по формуле

$$\Delta H = (m_b - m) \cdot \Delta t \cdot C \quad (2)$$

где m_b – масса воды, кг;

m - масса навески, кг;

C – удельная теплоемкость, для разбавленных растворов

$$C = 4,18 \text{ кДж/К} \cdot \text{кг}$$

6. Рассчитать теплоту растворения вещества в воде Q , кДж/моль по формуле

$$Q = \Delta H \cdot (M/m) \quad (3)$$

M – молярная масса растворённого вещества, кг/моль.

Таблица 1. Результаты определения теплоты растворения вещества в воде.

Вещество	Темпера -	Темпера -	Изменение	Тепловой	Теплота
----------	-----------	-----------	-----------	----------	---------

	тура воды t, К	тура раствора t _p , К	темпера - туры Δt, К	эффект ΔH, кДж	растворения вещества в воде Q, кДж\моль

7. После окончания работы дежурные должны провести санитарную уборку посуды и рабочего стола.

8. Оформить отчет, сдать преподавателю. Защитить работу. Ответив на контрольные вопросы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Дать определение тепловому эффекту химической реакции
2. Дать определение экзотермического процесса
3. Дать определение эндотермического процесса
4. Дать определение теплоты растворения веществ

ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ № 4

Получение коллоидных систем различными методами

Цель работы: Закрепление и совершенствование знаний и умений по получению коллоидных систем различными методами

2 ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ ПО ТЕМЕ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ КОЛЛОИДНЫЕ СИСТЕМЫ В ПИЩЕВЫХ ПРОИЗВОДСТВАХ

Коллоидное состояние характеризуется следующими основными признаками: определенными размерами частиц ($10^{-7} \dots 10^{-5}$ см), гетерогенностью и многокомпонентностью.

Дисперсные системы с частицами коллоидных размеров принято называть золями (от латинского слова *solutio* — раствор).

Системы с газовой дисперсионной средой независимо от природы газа называют аэрозолями.

Системы с жидкой дисперсионной средой — лиозолями (от греческого слова *lios* — жидкость). В зависимости от природы жидкости лиозоли называют гидрозолями (вода), органозолями (органическая среда) или более конкретно — алкозолями (спирты), этерозолями (эферы) и т. д. По размеру частиц золи занимают промежуточное положение между истинными растворами и грубодисперсными системами — порошками, суспензиями и эмульсиями.

МИКРОГЕТЕРОГЕННЫЕ СИСТЕМЫ В ПИЩЕВЫХ ПРОИЗВОДСТВАХ

К микрогетерогенным системам с размером частиц $10^{-5} \dots 10^{-3}$ см относят суспензии (Т/Ж), эмульсии (Ж/Ж), пены (Г/Ж), аэрозоли (Т/Г и Ж/Г) и порошки (Т/Г). Как правило, эти системы непрозрачны, частицы гетерогенных систем быстро оседают. Все эти системы широко распространены в природе и имеют большое значение в пищевой промышленности.

Суспензии. Представляют собой дисперсные системы с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой. К ним относятся фруктовые и овощные пасты, помадные конфетные массы, какао тертое и др. Суспензии имеют ряд общих свойств с порошками; эти системы подобны им по дисперсности. В пищевой промышленности суспензии образуются при получении крахмала, при осаждении осадков в производстве сахара, пива, вина, в кондитерской промышленности и др.

Эмульсии. Дисперсные системы, состоящие из жидкой дисперсной фазы и жидкой дисперсионной среды, называются эмульсиями. Обязательное условие образования эмульсии — нерастворимость вещества дисперсной фазы в дисперсионной среде.

Обычно эмульсии получают методом механического диспергирования. Для этого используют различные мешалки, смесители, гомогенизаторы, коллоидные мельницы и ультразвук. Жидкости, из которых получают эмульсии, нерастворимы друг в друге и, следовательно, отличаются по своим свойствам. Практически одной из жидкостей всегда является вода, а другой — какая-либо неполярная, нерастворимая в воде жидкость, например масло.

Эмульсии — неустойчивые системы. Неустойчивость этой системы проявляется в самопроизвольном слиянии капелек дисперсной фазы — коалесценции, что приводит к разрушению эмульсии и разделению ее на два слоя. Устойчивость эмульсиям может придать только третий компонент — стабилизатор или эмульгатор. К представителям эмульсий относится ряд важнейших жиросодержащих продуктов, например молоко, сливки, сливочное масло, сметана и майонез. Все это — эмульсии. Жиры — необходимая составная часть продуктов питания, но так как они нерастворимы в воде, то лучше усваиваются в эмульгированном состоянии. Поэтому употребляемые в пищу жидкие или твердые жиры (растительное масло, животные жиры) в организме сначала

переводятся в эмульгированное состояние под действием желчи, а потом усваиваются.

Аэрозоли и порошки. Это дисперсные системы, дисперсионной средой которых является газ (воздух), а дисперсной фазой могут быть твердые частицы или капельки жидкости. Обычно аэрозоли классифицируются по агрегатному состоянию дисперсной фазы. Аэрозоль с жидкой дисперсной фазой называют туманом, с твердой — дымом и пылью. Аэрозоли с твердой дисперсной фазой, размеры частиц которой больше, чем у дыма, называют обычно пылью. Это деление достаточно условно. Размеры частиц аэрозолей лежат в пределах от 10^{-5} до 10^{-2} см. Аэрозоли имеют большое практическое значение в ряде отраслей пищевой промышленности. К типичным аэрозолям относятся водяной туман, топочный дым, мучная и сахарная пыль. В ряде случаев в промышленности прибегают к искусственному получению аэрозолей. Так, для высушивания соки, пюре, молоко распыляют до мельчайших капелек в сухом горячем воздухе. Из образующегося аэрозоля благодаря его большой удельной поверхности испарение влаги идет очень интенсивно и сушка заканчивается за 15...20 с.

Образование аэрозолей может привести к нежелательным и опасным последствиям. Так, пыль многих веществ — муки, сахара, крахмала, угля — образует с воздухом взрывоопасные смеси. Порошки можно рассматривать как осажденные аэрозоли с твердыми частицами. Однако частицы в них могут быть более крупными и достигать в диаметре 1...2 мм. Размер частиц промышленных порошков определяется их целевым назначением и часто является одним из основных показателей качества продукта. Например, дисперсность и распределение частиц по размерам в какао-порошке влияют на вкусовые качества и пищевую ценность этого продукта. Степень помола зерна оказывает влияние на качество муки.

Частицы порошка всегда находятся в контакте и по этой причине имеют свойство текучести, которое, в свою очередь, зависит от плотности, размера и формы частиц, состояния их поверхности, влажности и других свойств. Повышение дисперсности приводит к уменьшению текучести вследствие роста общей поверхности контакта. Увеличение влажности также снижает текучесть порошков.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

Опыт 1: Получения золь гидроксида железа (реакция гидролиза).

В конической колбе нагреть до кипения 95 мл дистиллированной воды. Не снимая колбы, выключить обогрев и небольшой струей влить пипеткой в кипящую воду 5 мл 2%-ного раствора хлорида железа.

Образуется гидрозоль гидроксида железа интенсивного красно-коричневого цвета, стабилизированный хлоридом железа. Золь должен быть совершенно прозрачным в проходящем свете. Сравнить цвет золь с цветом исходного раствора хлорида железа. Написать формулу мицеллы.

Опыт 2: Получение золь диоксида марганца (реакция восстановления)

Перманганат калия восстанавливается тиосульфатом натрия до диоксида марганца:



В коническую колбу пипеткой внести 5 мл 1,5%-ного раствора перманганата калия и разбавить дистиллированной водой до 50 мл. Затем в колбу добавлять по каплям 1,5-2,0 мл 1%-ного раствора тиосульфата натрия. Получается вишнево-красный золь диоксида марганца.

Написать формулу мицеллы (стабилизатор KMnO_4).

Опыт 3: Получение золь гидроксида железа методом пептизации.

В колбу налить 20 мл 5%-ного раствора хлорида железа, 10 мл дистиллированной воды и добавлять раствор аммиака до полного осаждения гидроксида железа. Полученную взвесь отфильтровать (если фильтрат непрозрачный, то добавьте на фильтр несколько капель раствора аммиака). Осадок промыть дистиллированной водой до исчезновения запаха аммиака.

Затем осадок снять лопаткой с фильтра и перенести в стакан или колбу, добавьте 80 мл воды, взболтать до получения однородной взвеси и разлить по 20 мл в три пронумерованные колбы. В первую колбу прилить 10 мл 2%-ного раствора хлорида железа, во вторую — 10 мл 0.1 МНСl. Третья служит для сравнения. Содержимое первой и второй колб нагреть на водяной бане при 40-50°C 15-20 мин, периодически взбалтывая.

После этого содержимое всех колб отфильтровать в отдельные пробирки, обращая внимание на цвет фильтрата:



Написать формулу мицеллы (стабилизатор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$).

4 КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Перечислить методы получения коллоидных растворов.
2. Назвать составные части мицеллы.
3. Перечислить способы очистки золь.

Лабораторная работа № 5

Получение устойчивых эмульсий и пен, выявление роли стабилизаторов.

Провести дома лабораторную и ответить на контрольные вопросы.

Теоретическое пояснение.

Эмульсии представляют собой системы из двух взаимно нерастворимых жидкостей. Обычно одной из жидкостей является вода, а другой - масло, бензин, керосин, бензол и т.п.

Эмульсии - неустойчивые системы. В отсутствие стабилизатора капельки эмульгированного вещества сливаются в сплошной слой жидкости, и система полностью распадается на две жидкие фазы. Вещества, стабилизирующие эмульсию, называют **стабилизаторами** или **эмульгаторами**. Они обладают способностью адсорбироваться на поверхности капель эмульсии и препятствовать их смешиванию. Эмульгатор должен быть подобен той жидкости, которая образует дисперсионную среду. Пример, эмульсии м/в - стабилизируются растворимыми в воде в м.с. - белками, мылами щелочных металлов.

Пены—грубодисперсные системы, в которых дисперсная фаза — газ, а дисперсионная среда — жидкость в виде тонких пленок. Чистые жидкости не дают пен. Чтобы получить устойчивые пены, необходимы эффективные стабилизаторы-пенообразователи. К типичным пенообразователям водных пен относятся спирты, мыла, белки.

Ход работы.

Опыт №1 Получение эмульсий.

Приготовьте 3 пробирки и налейте

в 1-ю 5 мл воды,

во 2-ю 5 мл раствора мыла,

в 3-ю 5 мл раствора белка.

Добавьте в каждую пробирку по 5 капель растительного масла и взболтайте содержимое.

Наблюдайте образование и относительную скорость разрушения эмульсий.

Задание. Дайте объяснение различной устойчивости полученных эмульсий.

Опыт №2 Получение пен.

Налейте в колбу 15 мл воды и через капиллярную трубку продувайте воздух. Повторите опыт, заменив воду раствором мыла.

· В каком случае образуется пена?

К полученной пене добавьте 1-2 капли изоамилового спирта.

· Как это повлияло на устойчивость пены?

Задание. Объясните, почему в чистой воде пена не образуется, а образуется в растворе мыла? Какова роль изоамилового спирта?

Контрольные вопросы.

1. Какие системы называют эмульсиями, пенами?

2. Как классифицируют эмульсии?

3. Объясните причину неустойчивости эмульсий.

4. Какие требования предъявляют к эмульгатору?

5. К какому виду эмульсий (м/в, в/м) относится молоко, сливочное масло, маргарин, медицинские мази, нефть?

6. Назовите методы определения типа эмульсий.

7. Что называют коалесценцией?

8. Какие эмульсии называют желатинированными? Приведите примеры таких эмульсий.

9. Какими способами может быть достигнуто деэмульгирование?

Лабораторная работа № 6

Изучение процессов набухания и студнеобразования.

Цель: Исследование кинетики ограниченного набухания веществ; факторов, влияющих на процессы набухания и студнеобразования.

Норма времени: 2 часа.

Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, колбы, мерные цилиндры, термометр, линейка, водяная баня, химические весы, желатин, крахмал, зерно, печенье, 0,025 % раствор и NaOH, 0,1 % растворы NaCl, KCl, K₂SO₄, KCNS.

Литература: : Учебник «Физическая и коллоидная химия» (в общественном питании): учебное пособие/ С.В.Горбунцова, Э.А.Муллоянова. –М. : Альфа-М: ИНФРА-М, 2016

Порядок проведения работы.

Опыт №1. Кинетика набухания зерна.

Зерновые культуры (пшено, рис, лучше дробленый) ограниченно набухают в воде. Зерно насыпают в пробирки (1/3) так, чтобы во всех пробирках было одинаковое количество зерна по высоте.

Наливают дистиллированную воду, чтобы вместе с зерном пробирки были заполнены на $\frac{3}{4}$ объема.

Наблюдения за процессом набухания проводят в течение 40-50 минут. Полученные данные заносят в таблицу по образцу:

Таблица № 1

Зерно	Условный объем набухающего зерна за время, мин.					
	0	10	20	30	40	50
Пшено						
Рис						
Рис дробленый						

Опыт №2. Влияние щелочи и солей на набухание желатина.

В пять пробирок одинакового диаметра вносят по 0,3 г. порошка желатина. В каждую пробирку наливают по 5 мл различных растворов (см. табл. № 2). Пробирки осторожно встряхивают, чтобы частицы желатина опустились на дно, определяют высоту осадка желатина до набухания. После этого, встряхнув пробирки несколько раз, оставляют их в покое на 40-50 мин. По истечении этого времени каждую пробирку еще раз встряхивают, дают осадку осесть, измеряют высоту набухшего осадка желатина (с каждой пробиркой измерения повторяют 2 раза). Данные заносят в таблицу.

Таблица № 2

№ пробирки	Концентрация, моль/л	Приливаемый раствор	Высота осадка, мм	
			до набухания	после набухания
1	-	Вода		
2	0,025	HCL		
3	0,025	NaOH		
5	0,1	K ₂ SO ₄		

На основании полученных данных делают вывод о влиянии кислоты, щелочи и солей на процесс набухания.

Опыт № 3 Выделение тепла при набухании.

В стакане размешайте 5 мл. воды и 5г. сухого крахмала (температуру воды предварительно измерьте). Затем в смесь погрузите термометр и измерьте температуру.

Объясните причину изменения температуры.

Контрольные вопросы:

1. Какие вещества относятся к высокомолекулярным соединениям?
2. Что называется набуханием?
3. По каким признакам различают ограниченное и неограниченное набухание?
4. Какие системы называют студнями?
5. Какие факторы влияют на скорость застудневания?

Вывод:

Лабораторная работа № 7.

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

Контрольные вопросы

1. Назовите качественные реакции на катион K^+ . Напишите уравнения реакций солей калия с соответствующими реактивами. Какие условия необходимы для этих реакций?
2. Почему открытие катиона калия гидротартратом натрия должно проводиться в нейтральной среде? Напишите уравнения реакций.

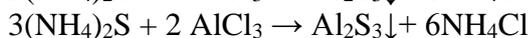
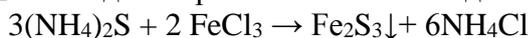
3. Почему для полноты осаждения катиона K^+ следует использовать не свободную винную кислоту $H_2C_2H_4O_6$, а ее натриевую соль?
- 4.. Почему для открытия катиона необходимо удалить катион? Ответ мотивируйте уравнением реакции.
5. Назовите реактив на катион натрия. Напишите уравнение реакции и укажите условия.
6. Почему осаждение катиона Na^+ в виде $Na[Sb(OH)_6]$ должно проводиться в нейтральной, а не в кислой и щелочной среде? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
7. Почему катион NH_4^+ мешает открытию Na^+ ? Какие еще катионы мешают?
8. Назовите качественные реакции на NH_4^+ . Напишите уравнения реакций. Какая реакция является специфической? Условия проведения реакции NH_4^+ с реактивом Несслера.
9. Особенности солей аммония.
10. Задача. Определить открываемый минимум NH_4^+ реактивом Несслера, если для определения требуется 5 мл раствора, а предельное разбавление иона NH_4^+ равно $2 \cdot 10^7$ мл/г. Ответ: 0,25 мкг.
11. Задача. Предельная концентрация для реакции катиона K^+ с гидротартратом натрия равна 1:1000. Определить наименьшую молярную концентрацию KCl , при которой катион K^+ может быть открыт данной реакцией. Ответ: 0,026 моль / л.

Лабораторная работа № 8.

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

Опыт №1 Взаимодействие катионов третьей аналитической группы с групповым реактивом.

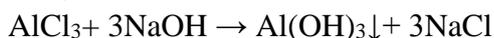
При взаимодействии катионов третьей аналитической группы с раствором сульфида аммония $(NH_4)_2S$ выпадают кристаллические осадки сульфидов катионов третьей аналитической группы.



К двум – трем каплям растворов хлоридов алюминия и железа (III) в отдельных пробирках добавить по одной капле раствора гидроксида аммония, нагреть до $70-80^{\circ}C$ и добавить по две капли раствора сульфида аммония (*реакция проводится в вытяжном шкафу!*) Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме, отметить аналитические признаки реакций.

Опыт №2 Частные аналитические реакции катиона Al^{3+} .

А) При взаимодействии катионов Al^{3+} с растворами щелочей образуется белый осадок гидроксида алюминия.



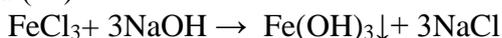
К двум – трем каплям раствора хлорида алюминия прибавить две капли раствора гидроксида натрия. Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме, отметить аналитические признаки реакций.

Б) Ализарин с солями алюминия образует «Алюминиевый лак» розового цвета.

В пробирку с двумя каплями раствора соли алюминия прибавить одну каплю раствора гидроксида аммония. Нагреть реакционную смесь до кипения и добавить одну – две капли раствора ализарина.

Опыт №2 Частные аналитические реакции катиона Fe^{3+} .

А) При взаимодействии катионов Fe^{3+} с растворами щелочей образуется бурый осадок гидроксида железа (III).



К двум – трем каплям раствора хлорида железа (III), прибавить две капли раствора гидроксида натрия. Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме, отметить аналитические признаки реакций.

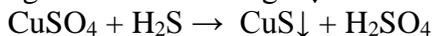
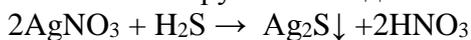
Б) Гексацианоферрат (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ образует с ионами железа(III) темно – синий осадок «Берлинской глазури» $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.



К двум – трем каплям раствора хлорида железа (III), прибавить две капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме, отметить аналитические признаки реакций.

Опыт №3 Взаимодействие катионов четвертой аналитической группы с групповым реактивом.

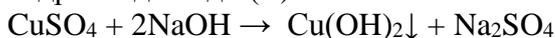
При взаимодействии группового реактива сероводородной кислоты с солями катионов четвертой аналитической группы выпадают осадки сульфидов катионов четвертой аналитической группы.



К двум – трем каплям растворов нитрата серебра и сульфата меди (II) в отдельных пробирках добавить по одной капле раствора соляной кислоты, нагреть до 70-80⁰С и добавить по две капли раствора сероводородной кислоты (*реакция проводится в вытяжном шкафу!*) Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме, отметить аналитические признаки реакций.

Опыт №4 Частные аналитические реакции катиона Cu²⁺.

А) Щелочи при взаимодействии с солями меди (II) образуют голубой осадок гидроксида меди (II)



К двум – трем каплям раствора сульфата меди (II), прибавить две капли раствора гидроксида натрия. Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме, отметить аналитические признаки реакций.

Б) Гидроксид аммония NH₄OH, взятый в избытке, образует с солями меди (II) комплексное соединение ярко – синего цвета.



В пробирку с двумя – тремя каплями раствора сульфата меди (II) прибавить две капли раствора гидроксида аммония. Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме, отметить аналитические признаки реакций.

4 КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Написать реакции взаимодействия Zn²⁺ и Cr³⁺ с групповым реактивом.
2. Написать реакции взаимодействия Pb²⁺ с групповым реактивом.
3. Написать частные реакции Mn²⁺ используя таблицу растворимости.
4. Написать частные реакции Ag⁺ используя таблицу растворимости.

Лабораторная работа № 9.

Проведение частных реакций анионов первой, второй, третьей групп. Анализ сухой соли.

Цель работы: изучить качественные реакции на анионы первой, второй, третьей групп.

Общие сведения

Деление анионов на группы основано на их отношении к различным реактивам; к растворам солей бария, стронция, кальция, магния, серебра, свинца и др., а также к кислотам, окислителям, восстановителям. С этими реактивами анионы образуют малорастворимые осадки, газообразные вещества и характерные окрашенные соединения. Общепринятой аналитической классификации анионов не существует.

Реактивы, дающие возможность определять принадлежность исследуемых анионов к определенной аналитической группе и отделять одну группу от другой, по своему характеру действия можно классифицировать следующим образом.

Групповые реактивы, осаждающие определенные анионы в виде малорастворимых соединений: растворимые соли бария, нитрат серебра, растворимые соли свинца, магниевая смесь.

Групповые реактивы, окисляющие анионы-восстановители: перманганат калия.

Групповые реактивы, восстанавливающие анионы-окислители: йодистоводородная кислота или йодистый калий.

Групповые реактивы, позволяющие проводить пробы на анионы летучих кислот: разбавленная соляная кислота.

Групповые реактивы, разлагающие анионы и их соли с образованием более простых продуктов реакций: концентрированная серная кислота.

Существующие методы анализа анионов можно разделить на три основные группы.

1. Систематические методы, основанные, подобно классическому сероводородному методу анализа катионов, на деление анионов на группы, осаждаемые последовательно определенными групповыми реактивами. При этом анализ ведется из одной порции раствора.

Систематические методы анализа анионов применяют для исследования несложных смесей. Для систематического анализа более сложных смесей анионов число последовательно проводимых операций сильно возрастает. В связи с этим возрастает степень загрязненности анализируемого раствора посторонними примесями за счет добавления все новых реактивов. Вследствие этого обнаружение анионов к концу анализа становится весьма затруднительно.

2. Дробные методы анализа, основанные на открытии анионов из отдельных порций исследуемого раствора, успешно применяют для анализа смесей, не содержащих мешающих друг другу анионов. Более сложные смеси вызывают необходимость предварительного их разделения на отдельные группы.

3. Полусистематические методы анализа основаны на делении анионов по группам, но анализ исследуемого раствора проводят не из одной, а из нескольких порций.

Таблица 1

Действие некоторых реактивов на анионы первой аналитической группы

Реактивы	Анионы		
	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}
BaCl_2	BaSO_3 (белый осадок, растворимый в кислотах)	BaSO_4 (белый осадок, не растворимый в кислотах)	BaCO_3 (белый осадок, растворимый в кислотах)
H_2SO_4 разб.	SO_2	–	CO_2
H_2SO_4 конц.	SO_2	SO_2	CO_2
KMnO_4 в присутствии раствора H_2SO_4	SO_4^{2-} (окраска перманганат-иона исчезает)	–	–
AgNO_3	Ag_2SO_3 (белый осадок, растворяется в кислотах)	Ag_2SO_4 (белый осадок, заметно растворяется в воде)	Ag_2CO_3 (белый осадок, растворяется в кислотах)
Реактивы	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	PO_4^{3-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
BaCl_2	BaS_2O_3 (белый осадок из конц. растворов)	$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ (белый осадок, растворяется в кислотах)	BaC_2O_4 (белый осадок, растворяется в кислотах)
H_2SO_4 конц.	SO_2	H_3PO_4	CO, CO_2
H_2SO_4 разб.	$\text{SO}_2 + \text{S}$	–	HC_2O_4^-
$\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$			MgC_2O_4 (осадок выпадает из конц. растворов, растворяется в минеральных кислотах)

Таблица 2

Действие некоторых реактивов на анионы второй аналитической группы

Реактивы	Cl ⁻	S ²⁻
BaCl ₂	Осадок не образуется	Осадок не образуется
AgNO ₃	AgCl Образуется белый творожистый осадок, который растворяется в растворах аммиака и в Na ₂ S ₂ O ₃	Ag ₂ S (черный осадок, растворимый в HNO ₃)
HCl	–	H ₂ S (газ с характерным запахом)
H ₂ SO ₄ конц.	HCl	H ₂ S, SO ₂ (газы с характерным запахом)

Таблица 3

Действие некоторых реактивов на анионы третьей аналитической группы

Реактив	NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻
BaCl ₂	Осадок не образуется	Осадок не образуется
AgNO ₃	Осадок не образуется	Осадок не образуется
H ₂ SO ₄ конц.	NO + NO ₂	NO ₂
FeSO ₄ (кислая среда)	[Fe(NO)]SO ₄ pH = 3–4, наблюдается бурое окрашивание раствора	[Fe(NO)]SO ₄ В среде концентрированной серной кислоты наблюдается бурое окрашивание раствора
KMnO ₄ (кислая среда)	NO ₃ ⁻ при температуре 50–60 °C наблюдается обесцвечивание раствора	–

При выполнении лабораторной работы следует соблюдать последовательность опытов, указанных в табл. 2, 3. В отчете уравнения проведенных реакций записываются в ионной и молекулярной формах.

+Полусистематические методы дают возможность использовать преимущества систематических и дробных методов анализа. Отделение одних групп анионов от других при помощи групповых реактивов дает возможность отделить мешающие друг другу анионы, а использование дробного метода позволяет сократить число последовательных аналитических операций. В этом случае групповые реактивы используются не только для разделения анионов, но и для обнаружения данной группы анионов.

Лабораторная работа № 10.

Определение общей, титруемой, кислотности плодов и овощей.

Цель работы: Изучить методы определения кислотности плодоовощной продукции и продуктов их переработки.

Сущность методов:

Метод анализа общей кислотности основан на нейтрализации содержащихся в вытяжке органических кислот 0,1 Н раствором щелочи. Титрование ведется до перехода раствора из кислой среды в щелочную. Момент перехода среды в щелочную визуально фиксируется по появлению розовой окраски раствора в присутствии индикатора фенолфталеина. Точность метода составляет ±0,5%.

Метод анализа активной кислотности основан на визуальном с равнении индикаторной бумаги с нанесенной каплей исследуемой жидкости со цветной шкалой активной кислотности.

Точность метода $\pm 0,5$ рН.

Приборы и материалы: - весы лабораторные 4 класса; водяная баня; бюретка на 50 мл; мерная колба на 200 мл; стаканчик на 50 мл; стеклянная пипетка на 20 мл; воронка, бумажный фильтр; терка, 1% спиртовой раствор фенолфталеина, 0,1 Н раствор NaOH, дистиллированная вода; индикаторная бумага; образцы плодоовощной продукции и их продукты переработки.

Задание 1. Изучить методику определения общей (титруемой) и активной (рН) кислотности.

1.1 Определение общей (титруемой) кислотности плодоовощной продукции.

Ход анализа с приготовлением водной вытяжки:

1. Среднюю пробу массой 45- 60 г измельчить на терке до кашицы и перенести в фарфоровую чашку.

В стаканчик из средней пробы отобрать 20,00 г навески, развести дистиллированной водой и без потерь перенести в мерную колбу на 200 - 250 мл, стаканчик несколько раз ополоснуть дистиллированной водой и влить в колбу.

Нагреть колбу на водяной бане в течении 15 мин при температуре 80°C.

Охладить, довести содержимое колбы дистиллированной водой до метки и перемешать.

Осадить взвешенные частицы в течении 4-5 мин, если плохо осаждаются –профильтровать в сухой стакан или колбу через 4–х слойную марлю или бумажный фильтр.

Отобрать пипеткой 20 мл вытяжки в коническую колбу для титрования и добавить 2-3 капли фенолфталеина в качестве индикатора

Титровать вытяжку, прибавляя по каплям из бюретки раствор щелочи с одновременным взбалтыванием колбы. Момент окончания титрования определить по появлению бледно-розовой окраски, не исчезающей при спокойном стоянии колбы в течение 1-2 мин.

По бюретке отсчитать (в мл) количество израсходованного на титрование 0,1 Н - раствора NaOH и рассчитать общую кислотность (в %) по формуле:

$$X_m = \frac{a \cdot T \cdot c \cdot k \cdot 100}{n \cdot e}$$

Где: X_m - титруемая кислотность, %

a - количество затраченного на титрование 0,1 раствора NaOH, мл;

T - поправка к титру 0,1 Н - раствора NaOH;

c - общий объем вытяжки, мл;

n - навеска продукта, г;

e - объем вытяжки, взятый для титрования, мл;

k - коэффициент пересчета 0,1 Н раствора NaOH на преобладающую кислоту:

для яблочной-0,0067 (семечковые и косточковые плоды);

лимонной - 0,0064 (цитрусовые плоды и ягоды);

щавелевой- 0,0063 (щавель, ревень, шпинат);

молочной-0,0090 (солено-квашенные продукты);

уксусной - 0,0060 (маринады);

винной - 0,0075 (виноград).

+Ход анализа жидких продуктов и полуфабрикатов. Если анализируются жидкие продукты (прозрачные соки, рассол, заливка), то в колбу для титрования отбирается пипеткой или мерным цилиндром 10... 25 мл исследуемой жидкости и 2-3 капли индикатора. В расчетную формулу не вводят величину навески (n) и общего объема вытяжки (e).

Задание 2. Произвести определение общей (титруемой) и активной (рН) кислотности.

1.2 Определение активной кислотности плодоовощной продукции.

Ход анализа: 1-2 капли сока свежесжатого сока или исследуемого раствора (рассол, заливка) наносят на индикаторную бумагу и появившуюся окраску сравнивают со цветной шкалой, прилагаемой к индикатору и определяют примерную величину рН.

После выполнения экспериментальной части результаты анализов оформить в виде таблицы 1.

Таблица 1. Результаты анализа общей (титруемой) кислотности.

Вид продукта	Затрачено 0,1 Н раствора NaOH на титрование мл (a)	Общий объем вытяжки, мл (c)	Навеска продукта, г (h)	Объем вытяжки для титрования, мл (e)	Общая (титруемая) кислотность, % (X)	pH раствора
1.						
2. и т.д.						

Задание 2. Сделать выводы о содержании кислот в той или иной продукции, сравнить с данными по таблице 2 и предоставить преподавателю выводы о выполнении определения.

Таблица 2. Данные об общей и активной кислотности

Вид продукта	Преобладающая кислота	Титруемая кислотность, %	pH сока, рассола, заливки
Яблоки	Молочная	0,4	3,4
Апельсины	Лимонная	1,4	3,9
Лимоны	Лимонная	5,6	3,1
Вишня	Лимонная	1,7	3,5
Томаты	Яблочная	0,5	4,5
Капуста белокочанная	Яблочная, лимонная	0,2	6,2
Капуста квашеная	Молочная	0,7. ..2,0	4, 5. ..3,5
Маринад кислый	Уксусная	0,61. ..0,9	4,0. ..3,5
слабокислый	Уксусная	0,3. ..0,6	5,5. ..4,0

1.3 Расчеты по подслащиванию плодово-ягодных соков.

Вкусовые качества плодово-ягодных соков зависят от химического состава сырья, из которого их вырабатывают. Некоторые виды соков содержат настолько большое количество кислот и экстрактивных веществ, что без добавления сахара и разбавления водой их трудно использовать как напитки.

При изготовлении соков с сахаром хорошие вкусовые свойства их обеспечиваются содержанием сахаров и кислот в количествах, указанных в табл. 3

Гармоничный вкус плодово-ягодных соков достигается только при определенном соотношении сахаров к органическим кислотам, определяемый через показатель «сахаро-кислотный индекс»:

$$I_k^c = \frac{C_c}{X_m}$$

Таблица 3 Рекомендуемые соотношения содержания сахаров и кислот в соках

Сок	Минимальное содержание сахаров, %	Титруемая кислотность, %	Отношение сахаров к кислоте (сахаро-кислотный индекс), I_k^c
Яблочный	10,5	0,4—0,5	20—30
Виноградный	15,0	0,6—0,8	20—29
Вишневый	18,0	0,8—1,5	20—29
Сливовый	12,0	0,5—0,8	20—25
Черносмородиновый	20,0	1,2—1,7	17—25
Земляничный	11,0	1,8—2,0	12—19
Черешневый	13,0	0,5—0,7	20—27

Клюквенный	18,0	1,3—1,5	12—14
Брусничный	18,0	1,1—1,3	14—16
Ежевичный	18,0	0,9—1,1	16—20

Для подслащивания применяют просеянный сахар-песок или профильтрованный, прокипяченный сахарный сироп.

В соке, подлежащем подслащиванию, определяют содержание сахара и титруемую кислотность и на этом основании рассчитывают количество сахара или сиропа, которые должны быть добавлены к соку.

Согласно существующей технологической инструкции по установленным рецептам к сокам добавляют определенные количества сиропа или сахара-песка.

По действующим стандартам соки с сахаром должны содержать не менее 10—14% сахара в зависимости от кислотности сока.

+Задача. В яблочном соке содержание сахара составляет 7,5%, титруемая кислотность 0,5%. Определите, сколько кг сахарного сиропа 40% концентрации необходимо добавить к 1 кг сока, чтобы получить исправленный сок с сахаро-кислотным индексом 25.

Вопросы для самоконтроля.

1. Какую роль играют органические кислоты в питании человека и консервировании плодоовощной продукции?
2. Назовите наиболее часто встречающиеся органические кислоты в тканях сочной продукции.
3. Для каких целей определяется рН раствора, рассола, заливки ?
4. Назовите сущность методов определения кислотности продукции.
5. Чем различаются показатели общей и активной кислотности ?

Лабораторная работа № 11.

Приготовление рабочего раствора перманганата калия и установление нормальной концентрации.

Цель работы:

научиться готовить стандартный раствор перманганата калия и определять его концентрацию и титр (по щавелевой кислоте) в растворе.

Оборудование: раствор щавелевой кислоты, 2Н серная кислота, $KMnO_4$, пробирки, хим. стаканы, спиртовка, оборудование для титрования, весы аналитические.

Перед выполнением работы необходимо проработать материал:

Сущность окислительно-восстановительных методов и их значение в проведении химико-технологического контроля Эквиваленты окислителей и восстановителей, их определение и использование в расчетных задачах.

Перманганатометрия и ее сущность.

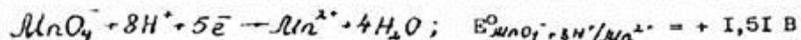
Ход работы

Окислительно-восстановительным титрованием, или редоксиметрией, называют определение веществ титрованием растворами окислителей или восстановителей.

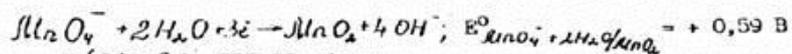
Перманганометрия – это метод титриметрического анализа, в котором в качестве рабочего раствора – титранта – применяется раствор перманганата калия.

Перманганат калия обладает высоким значением окислительно-восстановительного потенциала и поэтому широко используется для количественного определения различных восстановителей: катионов металлов, способных давать соединения высших степеней окисления (Fe^{2+} , Sn^{2+} , Sb^{3+} , Ce^{3+} , Mn^{2+} и др.); анионов (S^{2-} , I^- , Br^- , SO_3^{2-} , NO_2^- , $C_2O_4^{2-}$ и др.). Методом обратного титрования определяют окислители: PbO_2 , Ce_2O_4 , $S_2O_8^{2-}$, NO_3^- , ClO_3^- и др.

Чаще всего пользуются окислительной способностью перманганата в сильнокислых растворах:



В щелочной и нейтральной средах реакция протекает по другой схеме, редокс-потенциал этой полуреакции значительно ниже, чем в кислых растворах:



$M(KMnO_4) = 158,08 \text{ г/моль}$.

В кислой среде

$$m_2(KMnO_4) = 9(M(KMnO_4)) \cdot M(KMnO_4) = 1/5 \text{ моль} \cdot 158,08 \text{ г/моль} = 31,61 \text{ г}$$

В щелочной и нейтральной средах

$$m_1(KMnO_4) = 1/3 \text{ моль} \cdot 158,08 \text{ г/моль} = 52,68 \text{ г}$$

В методе перманганометрии индикатором служит непосредственно раствор титранта, избыточная капля которого окрашивает титруемую жидкость в розово-фиолетовый цвет.

Опыт №1. Приготовление рабочего раствора перманганата калия

Приготовить титрованный раствор перманганата калия по точной навеске $KMnO_4$ нельзя: обычно этот реактив содержит около 1% загрязнений (сульфаты, хлориды, нитраты, оксид марганца (IV) и органические примеси). Сразу после приготовления раствор перманганата калия выделяет осадок MnO_2 и заметно уменьшает свой титр в течение некоторого времени. Изменение титра объясняется частичным восстановлением перманганата калия до MnO_2 за счет различных органических загрязнений, растворенных в дистиллированной воде газов (следов SO_2 , H_2S , NH_3 и т.д.), а также разложением перманганата под действием света.

Поэтому готовится раствор перманганата калия приблизительно требуемой концентрации, обычно 0,02 н.

Раствор готовят следующим образом. Необходимую навеску перманганата калия отвешивают на технических весах, растворяют в соответствующем объеме воды, хорошо перемешивают и дают постоять 10–15 дней в сосуде из темного стекла, плотно закрытом стеклянной пробкой. По истечении этого времени раствор перманганата калия отделяют от выпавшего осадка MnO_2 . Этот раствор практически не изменяет своего титра в течение длительного времени. Точную его концентрацию устанавливают по стандартному раствору оксалата натрия $Na_2C_2O_4$ или щавелевой кислоты $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$.

Опыт №2. Стандартизация раствора перманганата калия по щавелевой кислоте

Хорошо вымытую бюретку с краном промойте раствором перманганата калия и подготовьте к титрованию.

Ополосните пипетки раствором щавелевой кислоты и перенесите 10,00 мл его в коническую колбу. Прибавьте 8–10 мл 2Н серной кислоты, нагрейте до 70–80 (но не доводите до кипения). При этом щавелевая кислота разлагается, раствор титруйте перманганатом калия. Раствор перманганата калия приливайте медленно, по каплям, при непрерывном взбалтывании жидкости. Каждую последующую каплю добавляйте лишь после того, как обесцветилась предыдущая. В начале обесцвечивание будет проходить медленно, но затем, по мере образования сульфата марганца, играющего роль катализатора – ускорится. Титрование прекратите, когда р-р будет бледно розовым и не исчезнет окраска в течение 1–2 минут.

Титрование повторите 2–3 раза и вычислите концентрацию и титр перманганата калия.

$$C(KMnO_4) = V(\text{щав. кисл.}) \cdot C(\text{щав. кисл.}) / V(KMnO_4)$$

$T(\text{KMnO}_4) = C(\text{KMnO}_4) \cdot \text{Эквивалент}(\text{KMnO}_4)/1000$

Результаты опыта занесите в таблицу:

Что делали	Что наблюдали	Расчеты	Вывод (уравнения реакций)
------------	---------------	---------	---------------------------

Лабораторная работа № 12. Определение содержания хлорида натрия в рассоле.

Цель : закрепить практические навыки по определению содержания хлорида натрия в рассоле.

Реактивы: хлорид натрия NaCl, х.ч., 0,04 раствор (первичный стандартный раствор); роданид аммония NH₄SCN, 0,04 раствор, титрант (вторичный стандартный раствор); нитрат серебра AgNO₃, 0,05 н раствор (вторичный стандартный раствор); азотная кислота HNO₃, 4 н. Индикатор – железоммонийные квасцы NH₄Fe(SO₄)₂ · 12H₂O.

Выполнение работы.

1. Приготовление первичного стандартного раствора хлорида натрия NaCl, 0,04 н

Стандартный раствор готовят из химически чистого хлорида натрия NaCl, грамм-эквивалент его равен молекулярной массе, т.е. 58,44.

Для приготовления 250 мл 0,04 н раствора NaCl следует взять навеску:

$$a_{\text{теор.}} = \frac{0,04 \cdot 250 \cdot 58,44}{1000} = 0,5844 \text{ г}$$

Рассчитанное количество хлорида натрия взвешивают в бюксе сначала на технических весах, а затем точно на аналитических весах, количественно переносят в мерную колбу, растворяют в холодной дистиллированной воде, добавляют воды до метки и тщательно перемешивают. Пустой бюкс взвешивают на аналитических весах; навеска $a_{\text{практ.}}$ определяется по разнице взвешиваний.

Нормальность приготовленного раствора хлорида натрия определяется по формуле:

$$N = \frac{a_{\text{практ.}} \cdot 1000}{V_{\text{р}} \cdot \text{ЭМ}}, \text{ г-ЭКВ/л}$$

2. Установление концентрации раствора NH₄SCN

Концентрацию раствора роданида аммония NH₄SCN устанавливают по первичному стандартному раствору 0,04 н хлорида натрия, применяя метод обратного титрования.

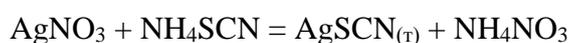
Раствор NH₄SCN наливают в бюретку и устанавливают уровень жидкости по нижнему мениску на нуле. В колбу для титрования пипеткой наливают 10 мл раствора AgNO₃, 5 мл 4 н азотной кислоты (отмеривают цилиндром) – 10-15 капель индикатора. Полученный раствор титруют раствором роданида аммония до появления бледно-розового окрашивания. Титрование повторяют 2-3 раза, для расчета берут средний результат.

Обозначим объем NH₄SCN, пошедший на титрование 10 мл AgNO₃, – V₁ мл. Далее в колбу для титрования пипеткой берут 10 мл первичного стандартного раствора NaCl, прибавляют пипеткой 10 мл раствора AgNO₃, 5 мл 4 н HNO₃, 10-15 капель индикатора и, хорошо перемешивая полученную смесь, титруют раствором NH₄SCN до появления розового окрашивания. Титрование повторяют 2-3 раза.

Обозначим объем NH₄SCN, пошедший на титрование этой смеси – V₂ мл. Этот объем соответствует тому количеству AgNO₃, которое осталось после реакции всего прибавленного AgNO₃ с хлоридом натрия. Отсюда (V₁-V₂) – объем роданида аммония, эквивалентный взятому количеству хлорида натрия. При титровании идет следующая реакция:



избыток остаток



остаток



красное окрашивание

Нормальность раствора NH_4SCN определяют из соотношения:

$$n_{\text{NaCl}} = n_{\text{AgNO}_3} = n_{\text{NH}_4\text{SCN}}$$

$$N_{\text{NH}_4\text{SCN}} = \frac{N_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{NaCl}}}{(V_1 - V_2)_{\text{NH}_4\text{SCN}}}$$

3. Определение содержания NaCl в растворе

Полученный в мерной колбе емкостью 100 мл раствор NaCl (задача) разбавляют дистиллированной водой до метки и тщательно перемешивают. Затем в колбу для титрования пипеткой помещают 10 мл этого раствора, прибавляют пипеткой 10 мл раствора AgNO_3 , 5 мл 4 н HNO_3 , 10-15 капель индикатора и титруют раствором NH_4SCN до появления розового окрашивания 2-3 раза. Объем раствора NH_4SCN , пошедший на титрование, обозначим V_3 .

Расчет проводят по следующим формулам:

$$N_{\text{NaCl}} = \frac{N_{\text{NH}_4\text{SCN}} \cdot (V_1 - V_3)_{\text{NH}_4\text{SCN}}}{V_{\text{NaCl}}}$$

$$Q_{\text{NaCl}} = N_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{к}} \cdot \text{ЭМ}, \text{ мг}$$

где ЭМ_{NaCl} – Мол. масса = 58,443;

$V_{\text{к}}$ – объем мерной колбы (100 мл).

Основная реакция: $\text{Na}_2\text{H}_2\text{V} + \text{Me}^{2+} \rightarrow \text{Na}_2\text{MeV} + 2\text{H}^+$

V^{4-} – анион этилендиаминтетрауксусной кислоты

Первичные стандартные растворы исходных веществ	I. MgSO_4 -сульфат магния, х.ч., 0,01 Н раствор II. Фиксанал MgSO_4 -сульфат магния; 0,01 Н р-р III. MgO -сульфат магния, х.ч. IV. ZnO -оксид цинка, х.ч. ЭМ $= \frac{\text{Мол.масса}}{2}$ (для всех веществ)
Вторичные стандартные растворы (титранты)	$\text{Na}_2\text{H}_2\text{V} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ -двунариевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты(комплексон III, трилон Б); 0,05Н раствор ЭМ= $\frac{\text{Мол.масса}}{2} = \frac{372,1}{2} = 186,05$
Фиксирование точки эквивалентности (ТЭ)	Применяют металлоиндикаторы (сокращенная формула H_2R) слабые органические кислоты: мурексид, эриохром черный специальный Т, кислотный хром темносиний, кселеноловый оранжевый и др. Образуют неустойчивые комплексные соединения с катионами металлов, разрушающиеся при титровании комплексом III: $\text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{R} \leftrightarrow \text{MgR} + 2\text{H}^+$ синий розовый $\text{MgR} + \text{Na}_2\text{H}_2\text{V} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{MgV} + \text{H}_2\text{R}$ розовый синий Титрование ведут в присутствии буферных растворов
Определяемые вещества	1. Определяют соли Ca^{2+} , Mg^{2+} , Al^{3+} , Fe^{3+} , Ti^{4+} и другие При титровании применяют прямое титрование $n_{\text{тн}} = n_{\text{Компл. III}} \cdot \text{ЭМ} = \frac{\text{Мол.масса}}{2}$ 2. Определяют анионы. При титровании применяют обратное титрование

Лабораторная работа № 13.

Определение качественного и количественного содержания жира в молоке.

Цель работы: освоить методы определения жира в молоке.

Задание:

1. Изучить методы определения жира в молоке.
2. Определить содержание жира в молоке.

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: Камчат-ГТУ, 2007. – 213 с., (91÷103)] и лекциям дисциплины (см. лекция № 21).

I. ОТБОР ПРОБ

1.1. Отбор проб молока и молочных продуктов и подготовку их к испытанию производят по ГОСТ 3622—68 и ГОСТ 13928—68.

2. АППАРАТУРА И РЕАКТИВЫ

2.1. Для проведения испытания должны применяться следующие аппаратура и реактивы:

- жиросмер для молока и молочных продуктов;
- жиросмер для сливок;
- пробки резиновые для жиросмеров;
- пипетки вместимостью 5 мл с резервуаром шарообразной или грушевидной формы, вместимостью 10 мл с ценой деления 0,1 мл и вместимостью 10,77 мл;
- приборы для отмеривания серной кислоты и изоамилового спирта вместимостью 1 и 10 мл;
- центрифуга для определения содержания жира в молоке и молочных продуктах, или центрифуга с механическим приводом;
- баня водяная;
- нагревательный прибор для водяной бани;
- штатив для жиросмеров;
- термометры ртутные стеклянные лабораторные от 0 до 100°C;
- весы технические Т-200 2-го класса или весы маслоскопные неравноплечие;
- часы песочные на 5 мин;
- денсиметр общего назначения типов I и IIa;
- кислота серная или кислота серная техническая (купоросное масло контактных и концентрированных систем).;
- спирт изоамиловый или спирт изоамиловый технический, сорт А.

Примечание. При увеличенном (в пределах допуска) объеме жиросмера приливают в него несколько капель серной кислоты с таким расчетом, чтобы уровень жидкости был ниже основания горлышка жиросмера на 4-5 мм.

3. Порядок выполнения работы

3.1. Молоко (коровье цельное, повышенной жирности, топленое, белковое, витаминизированное, стерилизованное с какао или кофе).

3.1.1. В чистый молочный жиросмер, стараясь не смочить горлышко, наливают 10 мл серной кислоты (плотностью 1,81-1,82 г/см³) и осторожно, чтобы жидкости не смешивались, добавляют пипеткой 10,77 мл молока, приложив кончик пипетки к стенке горлышка жиросмера под углом (уровень молока в пипетке устанавливают по нижней точке мениска).

Молоко из пипетки должно вытекать медленно и после опорожнения пипетку отнимают от горлышка жиросмера не ранее чем через 3 сек. Выдувание молока из пипетки не допускается. Затем в жиросмер добавляют 1 мл изоамилового спирта.

Примечание. Для определения жира в заготавливаемом молоке применяют жиросмеры с пределами измерения от 0 до 6 вес. % и от 0 до 7 вес % с ценой деления 0.1%.

3.1.2. Жиросмер закрывают сухой пробкой, вводя ее немного более чем наполовину в горлышко жиросмера, затем жиросмер встряхивают до полного растворения белковых веществ, переворачивая 4-5 раз так, чтобы жидкости в нем полностью перемешались, после чего жиросмер ставят пробкой вниз на 5 мин в водяную баню с температурой 65±2°C.

3.1.3. Вынув из бани, жиросмеры вставляют в патроны (стаканы) центрифуги рабочей частью к центру, располагая их симметрично, один против другого. При нечетном числе жиросмеров в центрифугу помещают жиросмер, наполненный водой.

Закрыв крышку центрифуги, жиросмеры центрифугируют 5 мин со скоростью не менее 1000 об/мин. Затем каждый жиросмер вынимают из центрифуги и движением резиновой пробки регулируют столбик жира в жиросмере так, чтобы он находился в трубке со шкалой. Жиросмеры погружают пробками вниз в водяную баню. Уровень воды в бане должен быть несколько выше уровня жира в жиросмере. Температура воды в бане должна быть 65±2°C. Через 5 мин жиросмеры вынимают из водяной бани и быстро производят отсчет жира. При отсчете жиросмер держат вертикально, граница жира должна находиться на уровне глаз. Движением пробки вверх и вниз устанавливают нижнюю границу столбика жира на целом делении шкалы жиросмера и от него отсчитывают число делений до нижней точки мениска столбика жира. Граница раздела жира и кислоты должна быть резкой, а столбик жира прозрачным.

При наличии кольца (пробки) буроватого или темно-желтого цвета, а также различных примесей в жировом столбике анализ проводят повторно.

3.1.4. При анализе гомогенизированного и восстановленного молока определение содержания жира в нем производят в соответствии с требованиями пп. 3.1.1, 3.1.2, 3.1.3, применяя трехкратное центрифугирование и нагревание между каждым центрифугированием в водяной бане при температуре $65 \pm 2^\circ\text{C}$ в течение 5 мин.

При использовании центрифуги с подогревом жирометров допускается проведение одного центрифугирования в течение 15 мин с последующей выдержкой жирометров в водяной бане при температуре $65 \pm 2^\circ\text{C}$ в течение 5 мин.

Показание жирометра соответствует содержанию жира в молоке в процентах. Объем 10 малых делений шкалы молочного жирометра соответствует 1% жира в продукте. Отсчет жира проводят с точностью до одного маленького деления жирометра.

Расхождение между параллельными определениями не должно превышать 0,1% жира.

За окончательный результат принимают среднее арифметическое двух параллельных определений.

Контрольные вопросы.

1. С какой целью применяется центрифуга при определении содержания жира в молоке?
2. Как определяют содержание жира в молоке?
3. Как определяют содержание жира в гомогенизированном и восстановленном молоке?

Список литературы:

1. Белик В.В. Физическая и коллоидная химия : учебник для студ. Учреждений сред.проф.образования / В.В. Белик, К.И. Киенская.– М. : Издательский центр «Академия», 2018. – 288 с.
2. Валова (Копылова), В. Д. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа [электронный ресурс] : Практикум / В. Д. Валова (Копылова), Е. И. Паршина. - М. : Издательско-торговая корпорация «Дашков и К°», 2018 г.

Основные электронные издания

1. Лупейко, Т. Г. Химия : учебник для СПО / Т. Г. Лупейко, О. В. Дябло, Е. А. Решетникова. — Саратов, Москва : Профобразование, Ай Пи Ар Медиа, 2020. — 308 с. — ISBN 978-5-4488-0433-5, 978-5-4497-0395-8. — Текст : электронный // Электронный ресурс цифровой образовательной среды СПО PROФобразование : [сайт]. — URL: <https://profspo.ru/books/94217> (дата обращения: 25.02.2022).
2. Гусева, Е. В. Химия для СПО. В 2 частях. Ч.1 : учебно-методическое пособие / Е. В. Гусева, М. Р. Зиганшина, Д. И. Куликова. — Казань : Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2019. — 168 с. — ISBN 978-5-7882-2791-7, 978-5-7882-2792-4 (ч.1). — Текст : электронный // Электронный ресурс цифровой образовательной среды СПО PROФобразование : [сайт]. — URL: <https://profspo.ru/books/109611> (дата обращения: 25.02.2022).

Дополнительные источники

1. <http://school-collection.edu.ru/> единая коллекция цифровых образовательных ресурсов
2. www.krugosvet.ru/ универсальная энциклопедия «Кругосвет»/;
3. <http://sciteclibrary.ru/> научно-техническая библиотека/
4. www.auditorium.ru/ библиотека института «Открытое общество»/
5. www.bellerbys.com-сайт учителей биологии и химии
6. <http://www.alhimik.ru> - полезные советы, эффектные опыты, химические новости
7. <http://dnttm.ru/> – (on-line конференции, тренинги, обучения физике и химии, биологии, экологии)
8. <http://www.it-n.ru/> - сетевое сообщество учителей химии
9. <http://chemistry-chemists.com/> – «Химия и Химики» - форум журнала (эксперименты по химии, практическая химия, проблемы науки и образования, сборники задач для подготовки к олимпиадам по химии).
10. http://www.astu.org/content/userimages/fiIe/upr_1_2009/04.pdf