

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Кудрявцев Михаил Георгиевич

Должность: Проректор по образовательной деятельности

Дата подписания: 27.06.2023 20:38:56

Уникальный программный ключ:

790a1a8df2525774421a11f18645770e0231870

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ ЗАОЧНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Факультет агро- и биотехнологий

Кафедра Земледелия и растениеводства

ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

**студентам 1 курса среднего профессионального образования
специальности 35.02.05 «Агрономия»**

Балашиха 2020

Составители: доцент Кабачкова Н.В., преподаватель Сидорова Ю.В.

УДК 543 (075.5)

Основы аналитической химии. Методические указания по изучению дисциплины / Рос. гос. аграр. заоч. ун-т; Сост. Н.В. Кабачкова, Ю.В. Сидорова. – Балашиха, 2016.

Предназначены для студентов 1 курса среднего профессионального образования специальности 35.02.05 «Агрономия»

Утверждены методической комиссией агрономического факультета РГАЗУ

Рецензенты: к.с.-х.н., доцент Носова Л.Л., к.с.-х.н., доцент Колесова Е.А. (ФГБОУ ВО РГАЗУ).

Раздел 1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина «Основы аналитической химии» относится к базовой части ООП (ОП.06), ППССЗ. Методические указания по данной дисциплине составлены в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования (ФГОС СПО) по специальности 35.02.05 «Агрономия», утвержденного Министерством образования и науки Российской Федерации от 7 мая 2014 г., № 454 и рабочими учебными планами, утвержденными Ученым советом ФГБОУ ВО РГАЗУ от 24 июня 2015 г., протокол № 9.

1.1. Цели и задачи курса

Цель курса – формирование представлений, знаний и навыков о методах химического и физико-химического анализа; научить студентов выбирать оптимальный метод анализа, пользоваться современной химической терминологией в области аналитической химии; формирование знаний по методам определения качественного и количественного состава веществ.

Задачи курса состоят в получении студентами теоретических и практических знаний о навыках проведения химического анализа; выработать умения использования лабораторного оборудования, химической посуды и измерительных приборов, овладение навыками математической обработки результатов анализа.

Агроном должен обладать общими компетенциями, включающими в себя способность:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

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 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), за 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.

Агроном должен обладать профессиональными компетенциями, соответствующими видам профессиональной деятельности:

Реализация агротехнологий различной интенсивности.

ПК 1.1. Выбирать агротехнологии для различных сельскохозяйственных культур.

ПК 1.2. Готовить посевной и посадочный материал.

ПК 1.3. Осуществлять уход за посевами и посадками сельскохозяйственных культур.

ПК 1.4. Определять качество продукции растениеводства.

ПК 1.5. Проводить уборку и первичную обработку урожая.

Защита почв от эрозии и дефляции, воспроизводство их плодородия.

ПК 2.1. Повышать плодородие почв.

ПК 2.2. Проводить агротехнические мероприятия по защите почв от эрозии и дефляции.

ПК 2.3. Контролировать состояние мелиоративных систем.

Хранение, транспортировка, предпродажная подготовка и реализация продукции растениеводства.

ПК 3.1. Выбирать способы и методы закладки продукции растениеводства на хранение.

ПК 3.2. Подготавливать объекты для хранения продукции растениеводства к эксплуатации.

ПК 3.3. Контролировать состояние продукции растениеводства в период хранения.

ПК 3.4. Организовывать и осуществлять подготовку продукции растениеводства к реализации и ее транспортировку.

ПК 3.5. Реализовывать продукцию растениеводства.

Управление работами по производству продукции растениеводства.

ПК 4.4. Контролировать ход и оценивать результаты выполнения работ исполнителями.

После изучения курса студент должен:

Знать: основные положения и задачи аналитической химии, теоретические основы аналитической химии, методы качественного и количественного анализа, аналитическую классификацию катионов и анионов, аналитические реакции, требования, предъявляемые к ним, виды химических реактивов; общие положения титриметрии, титриметрические методы.

Уметь: выбирать оптимальный метод анализа; выполнять основные операции лабораторных исследований, готовить растворы, выполнять качественные реакции на катионы анионы, определять концентрацию

анализируемого раствора и массу определяемого вещества методами титрования; проводить расчеты на переход от одного способа выражения концентрации к другому.

Владеть: основами предмета, навыками работы с мерной посудой и лабораторным оборудованием, техникой аналитических операций.

1.2. Библиографический список

а) основная литература

1. Химия. Общая химия с основами аналитической: учеб. пособие [Электронный ресурс] / А.Р. Цыганов и др.-Горки:БГСХА,2012.-213с.// ФГБОУ ВО РГАЗУ. - Режим доступа: <http://ebs.rgazu.ru/?q=node/2789>

2. Оптические методы анализа: учеб. пособие. [Электронный ресурс] / Г.Ф. Пругло, А.А. Комиссаренков, В.А. Фёдоров. – СПб, 2010. // ФГБОУ ВО РГАЗУ. – Режим доступа: <http://ebs.rgazu.ru/?q=node/1135>. 52 с.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия : учеб. для вузов и ссузов / Н.Л.Глинка; под ред. В.А.Попкова, А.В. Бабкова. -18-е изд., перераб. и доп. – М. : Юрайт, 2012. – 898 с.

б) дополнительная литература

4. Александрова Э.А. Аналитическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум : учеб. пособие для вузов: в 2-х кн. Кн.1. Химические методы анализа / Э.А.Александрова, Н.Г. Гайдукова. – М. : КолосС, 2011. – 549 с.

5. Едикян, В.И. Аналитическая химия и криминалистическая практика: учеб. пособие. [Электронный ресурс] / В.И. Езыкян. – Новочеркасск: ЮРГТУ, 2007. – 59 с. // ФГБОУ ВО РГАЗУ. – Режим доступа: <http://ebs.rgazu.ru/?q=node/1149>

6. Саенко О.Е. Аналитическая химия: учеб.для ссузов. / О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2009.

7. Хомченко И.Г. Общая химия: учеб. для ссузов / И.Г. Хомченко. – М.: Новая волна, 2010.

8. Габриелян, О.С. Химия: учеб. для ссузов / О.Г. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М.: Академия, 2008.

9. Ерохин, Ю.М. Химия. учеб. для ссузов / Ю.М. Ерохин. – 11-е изд., стер.– М.: Академия, 2008.

1.3. Распределение учебного времени, часы

№ п/п	Наименование модуля (раздела) дисциплины	Все- го час.	В том числе		
			Лек- ции	Практи- ческие занятия и семинары	СРС
1	2	3	4	5	8
1.	Модуль 1. Теоретические основы аналитической	30	4	4	22

	химии.				
	Тема 1.1. Основные положения аналитической химии. Классы неорганических соединений.	15	2	2	11
	Тема 1.2. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация, рН, буферные растворы. Основные типы химических реакций, используемых в аналитической химии.	15	2	2	11
	Модуль 2. Основы качественного анализа.	35	4	5	26
2.	Тема 2.1. Методы качественного анализа. Аналитические реакции в качественном анализе.	17,5	2	2,5	13
	Тема 2.2. Классификации катионов и анионов. Качественные реакции обнаружения ионов.	17,5	2	2,5	13
	Модуль 3. Количественный анализ.	35	4	5	26
3.	Тема 3.1. Гравиметрический анализ. Титриметрический анализ: классификация методов.	17,5	2	2,5	13
	Тема 3.2. Кислотно-основное титрование. Редоксиметрия.	17,5	2	2,5	13
ИТОГО:		100	12	14	74

Раздел 2. СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНЫХ МОДУЛЕЙ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ИЗУЧЕНИЮ

2.1. Модуль 1. Теоретические основы аналитической химии

2.1.1. Содержание модуля

Тема 1.1. Основные положения аналитической химии. Классы неорганических соединений.

Значение аналитической химии. Связь аналитической химии с другими дисциплинами. Объекты аналитического анализа. Методы анализа (химические, физические и физико-химические). Требования, предъявляемые к анализу веществ. Современные достижения аналитической химии как науки. Составление химических формул. Состав веществ и химические реакции.

Тема 1.2. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация, рН, буферные растворы. Основные типы химических реакций, используемых в аналитической химии.

Способы выражения концентрации растворов (процентная, молярная, нормальная). Уметь решать расчётные задачи на пересчёт концентраций. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Характер диссоциации. Уравнения реакций ионного обмена. Окислительно-восстановительные реакции. Водородный показатель, рН и рОН. Способы расчета и измерения рН. Понятия о буферных растворах. Реакции ступенчатого гидролиза солей, образуемых слабыми и сильными кислотами и основаниями, рН растворов гидролизующихся солей. Факторы, влияющие на гидролиз.

Степень окисления элемента в соединении и правила ее нахождения. Правила нахождения стехиометрических коэффициентов окислительно-восстановительных реакций. Уравнения электронного и электронно-ионного баланса. Окислительно-восстановительный эквивалент.

2.1.2. Методические указания по изучению модуля

Основные понятия: атом, молекула, моль, валентность, степень окисления. Упражнения в составлении формул по валентности, в определении степени окисления по формуле, уравнения диссоциации, реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные.

Растворы. Сходство и различие со смесями и химическими соединениями. Виды концентраций. Гидролиз солей. Ионные и молекулярные уравнения гидролиза по I-степени. Смещение равновесия гидролиза.

Окислительно-восстановительные процессы.

2.1.2.1. Основные классы неорганических соединений

Электrolитическая диссоциация

Свойства химических соединений в первую очередь определяются их составом, поэтому надо четко разбираться в закономерностях составления простых химических формул: оксидов, кислот, оснований, солей.

2.1.2.2. Степень окисления и окислительно-восстановительные реакции:

Степень окисления атома обычно обозначают арабскими цифрами со знаком + или -.

Для определения степени окисления атомов в соединениях можно использовать *следующие правила*:

1. Степень окисления атомов простых веществ равна 0.
2. Атомы водорода имеют степень окисления +1 в соединениях с неметаллами и степень окисления -1 в соединении с металлами.
3. Атомы щелочных металлов имеют степень окисления +1
4. Атомы элементов 2-ой группы имеют степень окисления +2
5. Атом алюминия имеет степень окисления +3
6. Атом фтора имеет всегда степень окисления -1
7. Атом кислорода имеет степень окисления -2, за исключением соединения со фтором, пероксидов.
8. Остальные атомы элементов могут иметь различные степени окисления в соединениях в зависимости от того, с какими другими атомами они связаны.
9. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, составляющих молекулу, равна нулю.

Знание степеней окисления атомов элементов помогает правильно писать формулы молекул и ионов.

Алгоритм вычисления неизвестной степени окисления в молекуле:

1. Обозначить известные степени окисления элементов
2. Составить уравнение алгебраической суммы С.О. всех элементов, которая равна нулю (учитывая число атомов каждого элемента)

3. Найти неизвестную С.О. (степень окисления) решив уравнение : сумма степеней окисления в сложном веществе равна нулю.

Пример: Найти С.О. Mn в $KMnO_4$

Обозначим неизвестную степень окисления через X, составим уравнение:

Решение: $K^{+1}Mn^?O_4^{-2}$

$$+1+x+4(-2)=0$$

$$x=+8-1=+7$$

Ответ: Степень окисления Mn в $KMnO_4$ равна +7

2.1.2.3. Составление формул химических соединений

Бинарная химическая формула – это формула химического соединения, в состав которого входят два вида атомов.		
ОКСИДЫ	СУЛЬФИДЫ	ХЛОРИДЫ
<p>Оксид – это сложное вещество, в состав которого входят два вида атомов, одним из которых является кислород, с валентностью (II).</p> <p>Na_2O CaO P_2O_5</p>	<p>Сульфид – это сложное вещество, в состав которого входят два вида атомов, одним из которых является сера, с валентностью (II).</p> <p>K_2S MgS Al_2S_3</p>	<p>Хлорид – это сложное вещество, в состав которого входят два вида атомов, одним из которых является хлор, с валентностью (I).</p> <p>$FeCl_3$ $NaCl$ $CaCl_2$</p>
<p>Общая формула</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $\begin{matrix} X & II \\ \hline \text{Э}_2O_x \end{matrix}$ </div> <p>где Э – элемент;</p> <p>X – валентность элемента</p>	<p>Общая формула</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $\begin{matrix} X & II \\ \hline \text{Э}_2S_x \end{matrix}$ </div> <p>где Э – элемент;</p> <p>X – валентность элемента</p>	<p>Общая формула</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $\begin{matrix} X & I \\ \hline \text{Э}Cl_x \end{matrix}$ </div> <p>где Э – элемент;</p> <p>X – валентность элемента</p>

Задание - Алгоритм: Составьте бинарные формулы соединений по их названиям:

Действие	Примеры		
1. Записать символы	Оксид калия KO	Сульфид алюминия AlS	Хлорид меди (II) $CuCl$
2. Проставить значения валентностей над элементами	I II $K O$	III II $Al S$	II I $Cu Cl$
3. Найти наименьшее кратное для валентностей элементов	$1 \cdot 2 = 2$	$3 \cdot 2 = 6$	$2 \cdot 1 = 2$
4. Путём деления кратного на значения валентностей, находим индексы элементов	$2 : I = 2$ $2 : II = 1$ K_2O	$6 : III = 2$ $6 : II = 3$ Al_2S_3	$2 : II = 1$ $2 : I = 2$ $Cu Cl_2$

Оксиды элементов со степенью окисления +1 будут иметь формулы вида H_2O , Na_2O , Cl_2O , N_2O ; со степенью окисления +2 - вида CaO , MgO , CO , NO ; со степенью окисления +3 - Al_2O_3 , Cl_2O_3 , N_2O_3 и т.д. Продукты соединения оксидов с водой, полученные непосредственно или косвенным путем, называют **гидроксидами**. В зависимости от их свойств в водных растворах гидроксиды делят на основания, амфотерные гидроксиды и кислоты. Основания образуют анионы OH^- , кислоты – катионы H^+ , а амфотерные гидроксиды образуют как ионы H^+ , так и OH^- .

2.1.2.4. Электролитическая диссоциация:

Основные положения теории электролитической диссоциации:

1. *Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы* – частицы с положительным (катионы) и отрицательным (анионы) зарядом. Краткая схема диссоциации электролита, состоящего из катионов (К) и анионов (А) записывается так: $\text{KA} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{A}^-$.

Существуют вещества, молекулы или кристаллы которых хорошо распадаются на ионы. Их называют сильными электролитами. Таблица сильных и слабых электролитов есть в приложении.

Диссоциация сильных электролитов происходит необратимо

Существуют вещества, молекулы или кристаллы которых плохо распадаются на ионы. Их называют слабыми электролитами.

Диссоциация слабых электролитов происходит обратимо, т. е. ионы, образовавшиеся при распаде молекулы, соединяясь снова, образуют исходную молекулу.

Диссоциация сильных электролитов:

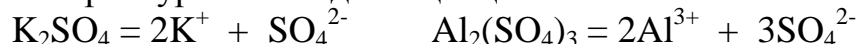
Рассмотрим уравнения диссоциации кислоты сильного электролита:



Рассмотрим уравнение диссоциации основания – сильного электролита:



Рассмотрим уравнение диссоциации соли – сильного электролита:



Диссоциация слабых электролитов:

Диссоциация многоосновных кислот слабых электролитов на ионы происходит постепенно (ступенчато). Рассмотрим уравнение диссоциации кислоты – слабого электролита (H_2CO_3) 1 стадия: $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

Вторая стадия диссоциации $\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

2.1.2.5. Реакции ионного обмена и гидролиз солей

Реакции обмена в растворах электролитов протекают до конца в тех случаях, если образуются слабые электролиты, малорастворимые и газообразные продукты. Например, при взаимодействии хлорида бария и сульфата натрия выпадает осадок сульфата бария: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$,

$Ba^{2+} + 2Cl^{-} + 2Na^{+} + 2SO_4^{2-} = BaSO_4 + 2Na^{+} + 2Cl^{-}$ исключая из данного уравнения одинаковые ионы в правой и левой частях, получим запись уравнения в сокращённой ионной форме: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$.

Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих частиц.

Поскольку соль состоит из катиона и аниона, то возможно три типа гидролиза:

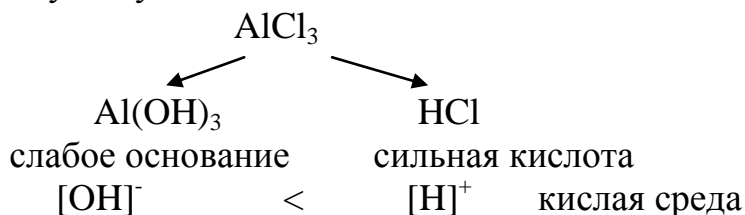
гидролиз **по катиону** (в реакцию с водой вступает только катион);

гидролиз **по аниону** (в реакцию с водой вступает только анион);

совместный гидролиз **по катиону и по аниону** (в реакцию с водой вступает и катион, и анион);

Пример: Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза по первой ступени для приведённых в вашем задании солей. Укажите реакцию среды в растворе соли (см. контрольную работу). Дана соль: хлорид алюминия
 $H_2O \leftrightarrow H^{+} + OH^{-}$ $AlCl_3 \leftrightarrow Al^{3+} + 3Cl^{-}$

$Al^{3+} + 3Cl^{-} + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_3 + 3H^{+}$ хлорид ион в реакцию гидролиза не вступает т.к. в состав сильной соляной кислоты. Гидролиз идет только по слабому иону.



2.1.2.6 Растворы. Способы выражения концентраций растворов

Концентрацию веществ в растворах можно выразить разными способами. Наиболее часто используют массовую долю растворённого вещества, молярную и нормальную концентрацию. *Массовая доля растворённого вещества $w(B)$* - это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества к общей массе раствора m : $w(B) = m(B) / m$

Массовую долю растворённого вещества $w(B)$ обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля растворённого вещества – $CaCl_2$ в воде равна 0,06 или 6%. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

Пример: Сколько грамм сульфата натрия и воды нужно для приготовления 300 г 5% раствора?

Решение: $m(Na_2SO_4) = w(Na_2SO_4) \cdot m / 100 = (5 \cdot 300) / 100 = 15 \text{ г}$,

где $w(Na_2SO_4)$ – массовая доля в %,

m – масса раствора в г,

$m(H_2O) = 300 \text{ г} - 15 \text{ г} = 285 \text{ г}$.

Таким образом, для приготовления 300 г 5% раствора сульфата натрия надо взять 15 г Na_2SO_4 и 285 г воды.

Молярная концентрация – C_M (В) показывает, сколько моль растворённого вещества содержится в 1 литре раствора. C_M (В) = $n(В) / V = m(В) / (M(В) \cdot V)$;

где $M(В)$ – молярная масса растворенного вещества г/моль. Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается " C_M ".

Нормальность – раствора обозначает число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора или число миллиграмм-эквивалентов в одном миллилитре раствора.

Эквивалент вещества X – реальная или условная частица, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному нону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

2.1.2.7. Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие

При пересчете процентной концентрации в молярную и наоборот, необходимо помнить, что процентная концентрация рассчитывается на определенную массу раствора, а молярная и нормальная – на объем, поэтому для пересчета необходимо знать плотность раствора. Если мы обозначим: w – процентная концентрация; C_M – молярная концентрация; N – нормальная концентрация; \mathcal{E} – эквивалентная масса, ρ – плотность раствора; M – молярная масса, то формулы для пересчета из процентной концентрации будут следующими:

$$C_M = (w \cdot \rho \cdot 10) / M$$
$$N = (w \cdot \rho \cdot 10) / \mathcal{E}$$

Этими же формулами можно воспользоваться, если нужно пересчитать нормальную или молярную концентрацию на процентную.

Пример:

Какова молярная и нормальная концентрация 12%-ного раствора серной кислоты, плотность которого $\rho = 1,08$ г/см³? Решение: Молярная масса серной кислоты равна 98. Следовательно,

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ и } \mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 : 2 = 49.$$

Подставляя необходимые значения в формулы, получим:

а) Молярная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

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

б) Нормальная концентрация 12% раствора серной кислоты равна

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

2.1.3. Вопросы для самоконтроля

1. Что такое электролитическая диссоциация? Какова роль растворителя в процессе электролитической диссоциации? Какие вещества называются электролитами и неэлектролитами.

2. Какие соединения называются кислотами и основаниями с точки зрения электролитической диссоциации?

3. Что называется ионным произведением воды? Чему оно равно?

4. Назовите основные случаи гидролиза.

5. В каких случаях в результате гидролиза получаются кислые и основные соли?

2.1.4. Задания для самостоятельной работы:

1. К 120 г 16% раствора хлорида натрия добавили 80 г воды. Рассчитайте процентную концентрацию полученного раствора.

2. В 150 мл раствора содержится 21,3 г сульфата натрия. Определите молярную концентрацию раствора.

3. Напишите уравнения реакций взаимодействия (молекулярное, ионно-молекулярное и сокращенное ионное уравнение):

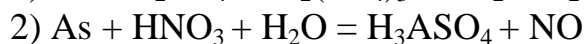
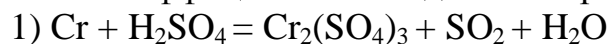
а) карбоната калия и соляной кислоты;

б) бромида алюминия и нитрата серебра;

в) гидроксида аммония и серной кислоты;

г) гидроксида железа(III) и соляной кислоты;

4. Для следующих процессов составьте электронные уравнения и установите коэффициенты методом электронного баланса:



2.2. Модуль 2. Основы качественного анализа

2.2.1. Содержание модуля

Цели и задачи качественного анализа. Классификация методов качественного анализа в зависимости от величины пробы. Техника эксперимента: качественные реакции.

Аналитический эффект. Аналитические химические реакции и условия их проведения. Общие, групповые и характерные (селективные и специфические) реакции.

Аналитические классификации катионов и анионов. Аналитические группы ионов. Систематический и дробный качественный анализ. Использование реакций осаждения, комплексообразования, кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакций в качественном анализе.

Тема 2.1. Методы качественного анализа. Аналитические реакции в качественном анализе. Химические методы анализа основаны на проведении химической реакции между определяемым веществом X и каким-либо реагентом R. Такие реакции часто называют *аналитическими*.

Тема 2.2. Классификации катионов и анионов. Качественные реакции обнаружения ионов

I аналитическая группа катионов. Общая характеристика. Характерные реакции ионов Na^+ , K^+ , NH_4^+ и Mg^{2+} . Методы разложения и удаления солей аммония. Систематический ход анализа смеси катионов I группы.

II аналитическая группа катионов. Общая характеристика, групповой реагент. Характерные реакции ионов Ca^{2+} и Ba^{2+} . *III аналитическая группа катионов.* Общая характеристика, групповой реагент. Характерные реакции ионов Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+}

и Zn^{2+} . Оптимальные условия осаждения катионов III группы. Систематический ход анализа смеси катионов III группы и смеси катионов I–III групп.

I аналитическая группа анионов. Общая характеристика, групповой реагент. Характерные реакции ионов .

II аналитическая группа анионов. Общая характеристика, групповой реагент. Характерные реакции ионов Cl^- , I^- .

III аналитическая группа анионов. Общая характеристика. Характерные реакции ионов. Анализ смеси анионов I–III групп.

Основные этапы проведения качественного химического анализа: подготовка вещества к анализу, отбор средней пробы, растворение твёрдых веществ, предварительные испытания, анализ катионов и анионов.

2.2.2. Методические указания по изучению модуля

Самостоятельно изучите данный раздел. Используйте приложение 1 и тетрадь для лабораторных работ по аналитической химии.

2.2.3. Вопросы для самоконтроля

1. Какие методы анализа вам известны?
2. «Аналитическая реакция» и «групповой реагент» дайте определения
3. Методы качественного анализа
4. Специфические, селективные и групповые реагенты в качественном анализе. Приведите примеры.
5. Основные типы химических реакций в качественном анализе, примеры.

2.2.4. Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения специфических химических реакций, укажите условия проведения и внешний эффект реакций на ионы:

- | | |
|--|--|
| 1) Fe^{3+} , Na^+ , Cl^- | 3) Cu^{2+} , NH_4^+ , SO_4^{2-} |
| 2) Pb^{2+} , K^+ , CH_3COO^- | 4) Ba^{2+} , Zn^{2+} , S^{2-} |

1. В аналитической лаборатории идентифицировали соединение, внося его в бесцветное пламя горелки. В ходе испытания пламя окрасилось в желто-зеленый цвет. Соли какого катиона присутствуют в растворе?

Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Na^+ , K^+ найдите правильный ответ,

2. К исследуемому раствору прибавили 2М раствор HCl . При этом образовался белый осадок, который при добавлении горячей воды полностью растворился. Какой катион присутствует в растворе?

а) Pb^{2+} б) Ba^{2+} в) Mg^{2+} г) Ag^+ д) Hg^{2+} .

2.3. Модуль 3. Количественный анализ

2.3.1. Содержание модуля

Количественный анализ включает совокупность химических, физических и физико-химических методов определения количественного соотношения компонентов, входящих в состав анализируемых веществ. Классические методы количественного анализа – химические, к которым относятся весовой (гравиметрический) и объемный (титриметрический) анализ.

Тема 3.1. Гравиметрический анализ. Титриметрический анализ: классификация методов. Выделение искомого вещества в «весовой» форме соответствующего соединения, например, в виде осадка (промытого и высушенного). Объемный анализ сводится к измерению соотношения объемов реагирующих растворов, причем, концентрация рабочего раствора известна.

Тема 3.2. Кислотно-основное титрование. Редоксиметрия. Сущность и основные операции метода. Классификация титриметрических методов анализа. Требования к реакциям, которые используются в титриметрии. Точка эквивалентности (стехиометричности). Закон эквивалентов. Конечная точка титрования и ее фиксирование. Общая схема титриметрического анализа. Стандартные растворы, их виды и способы приготовления. Способы выражения концентрации стандартных растворов (молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, массовая концентрация, титр, титр по определяемому веществу. Расчеты, связанные с приготовлением стандартных растворов.

Способы титрования: прямое титрование, обратное титрование, титрование заместителя. Расчет результатов титриметрического определения.

Метод кислотно-основного титрования. Сущность метода, его общая характеристика. Аналитические возможности, достоинства и недостатки метода. Стандартные растворы, их приготовление, стандартизация и условия хранения. Кислотно-основные индикаторы.

Методы окислительно-восстановительного титрования. Сущность, общая характеристика и классификация методов окислительно-восстановительного титрования. Требования к окислительно-восстановительным реакциям, которые применяются в титриметрии. Расчет факторов эквивалентности веществ, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях.

2.3.2. Методические указания по изучению модуля

Количественный анализ – раздел аналитической химии, изучающий методы определения количественного состава вещества. С помощью этого метода можно определить содержание отдельных составных частей сложного вещества или смеси веществ в данной пробе.

2.3.3. Вопросы для самоконтроля

1. Способы выражения концентрации растворов.
2. Титриметрический анализ. Сущность метода. Требования, предъявляемые к титриметрическим реакциям.

3. Основные понятия: титрование, точка эквивалентности, точка конца титрования

4. Применение кислотно-основных реакций в анализе. Метод нейтрализации

2.3.4. Задания для самостоятельной работы

1. Какой закон является основой титриметрического анализа?

- а) закон эквивалентов. б) закон постоянства состава.
- в) закон молярных отношений г) закон весовых отношений
- д) закон сохранения массы.

2. Концентрация титрантов выражается различными способами, подберите определение выражения молярной концентрации.

- а) Число молей в-ва в 1 литре р-ра.
- б) Масса в-ва в граммах в 1 дм³ р-ра.
- в) Число эквивалентов р-ренного в-ва в 1 литре р-ра.
- г) Масса определяемого в-ва в граммах, взаимодействующая с
- д) 1 мл титранта

Раздел 3. ЗАДАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ЕЕ ВЫПОЛНЕНИЮ

3.1. Методические указания по выполнению контрольной работы

Изучаемая дисциплина является комплексной и включает в себя знание основных теоретических дисциплин (общей, неорганической и органической химии, физики, математики), для ее освоения необходимо обновить знания и навыки по этим дисциплинам, обращаясь как к справочной литературе, так и непосредственно к конкретным учебникам. В методические указания и контрольные задания включены некоторые вопросы, относящиеся к восстановительной части курса.

Весь материал указаний, как и в программе, разбит на отдельные темы, которые целесообразно изучать отдельно. При изучении каждой темы следует:

1. Изучить материал, относящийся к данной теме, по рекомендованному учебнику.

2. После проработки материала *неясные вопросы следует отметить*, чтобы выяснить их на консультации.

3. Решить задачи варианта контрольной работы, относящиеся к изученной теме.

4. Проверить усвоение данного раздела, разобрав несколько задач других вариантов, относящихся к данной теме. При оформлении контрольной работы обязательно полностью перепишите условие каждой задачи и приведите краткое ее решение или теоретическое обоснование полученного результата.

Работы должны быть аккуратно оформлены. Для замечаний рецензента оставляются поля. В конце работы укажите используемую литературу,

поставьте свою подпись и дату выполнения работы. В процессе собеседования преподаватель оценивает степень усвоения студентом самостоятельно проработанного материала и выставляет «зачет» или «незачет» по представленной контрольной работе.

Зачтенные контрольные работы представляются во время сдачи экзамена.

3.2. Задания для контрольной работы

Вариант задания определяется по последней цифре учебного шифра (табл. 1). Например, для студента с шифром 864 вариант контрольной работы, найденный из таблицы, будет 5, 17, 23, 33, 47, 56, 61, 71.

Таблица 1

Варианты контрольного задания

Последняя цифра шифра	Номера задач для контрольной работы							
0	1	11	29	32	44	58	66	71
1	2	20	21	31	48	57	62	71
2	3	19	22	34	43	55	69	71
3	4	18	26	35	46	54	63	71
4	5	17	23	33	47	56	61	71
5	6	16	24	36	41	52	64	71
6	7	15	27	39	50	51	65	71
7	8	14	28	38	42	53	70	71
8	9	13	30	37	45	59	67	71
9	10	12	25	40	49	60	68	71

Контрольные задания

1. Цели и задачи качественного и количественного методов химического анализа.
2. Классификация реакций, применяемых в качественном анализе. Требования к аналитическим реакциям. Общие и частные аналитические реакции.
3. Специфичность и избирательность аналитических реакций. Что называют предельным отношением?
4. Чувствительность аналитических реакций. Дайте определение открываемому минимуму и предельной концентрации.
5. Способы повышения чувствительности реакций. Приведите примеры.
6. Марки химических реагентов и классификация примесей в них.
7. В чем различие между макро-, полумикро- и микрометодами? Назовите преимущества полумикрометода.
8. Дробный и систематический ход анализа, область применения.

9. Требования к проведению аналитических определений. Что такое частная реакция?

10. Анализ «сухим» и «мокрым» путем; классификация методов. Приведите примеры.

Контрольные задания: 11 – 20. Расставьте степени окисления всех элементов в нижеприведенных соединениях. Определите, к какому классу неорганических соединений относится каждое из приведенных веществ, назовите вещества. Для электролитов напишите возможные уравнения электролитической диссоциации.

Таблица 2

№ задания	Вещества						
11	K,	K ₂ O,	KHCO ₃ ,	Zn(OH) ₂ ,	KH,	HClO ₄ ,	H ₃ BO ₃
12	C,	CO,	CH ₄ ,	CsCl,	Fe(OH) ₃ ,	HClO ₃ ,	H ₂ S
13	Cr,	Cr ₂ O ₃ ,	Na ₂ CrO ₄ ,	NaOH,	Sn(OH) ₂ ,	HF,	H ₃ AsO ₄
14	Fe,	NO ₂ ,	NaClO ₄ ,	NH ₄ OH,	Cu(OH) ₂ ,	H ₂ CO ₃ ,	HI
15	Li,	LiH,	LiClO,	LiOH,	Al(OH) ₃ ,	HBr,	H ₂ TeO ₄
16	Cl ₂ ,	Cl ₂ O ₇ ,	NaClO ₄ ,	Sr(OH) ₂ ,	Ba(OH) ₂ ,	HCl,	H ₂ SiO ₃
17	O ₂ ,	H ₂ O ₂ ,	Ba(ClO) ₂ ,	Ca(OH) ₂ ,	Ni(OH) ₃ ,	HClO,	H ₂ CO ₃
18	P,	P ₂ O ₃ ,	Ca(HCO ₃) ₂ ,	Co(OH) ₃ ,	CsOH,	HNO ₂ ,	H ₂ SO ₃
19	Mn,	MnO ₂ ,	KMnO ₄ ,	Pb(OH) ₂ ,	Ca(OH) ₂ ,	HNO ₃ ,	H ₃ PO ₄
20	He,	AlN,	Al(NO ₂) ₃ ,	Co(OH) ₂ ,	KOH,	HBrO ₃ ,	H ₂ SO ₄

Контрольные задания

21 – 30. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза по первой ступени приведенных в вашем задании солей. Укажите реакцию среды.

(пример см. раздел 2.1.2.5 – гидролиз хлорида алюминия)

Таблица 3

№ задания	Название соли	Название соли
21	Хлорид магния	Сульфит натрия
22	Нитрат меди	Карбонат калия
23	Сульфат алюминия	Силикат натрия
24	Хлорид цинка	Сульфид натрия
25	Нитрат алюминия	Фосфат натрия
26	Сульфат аммония	Карбонат натрия
27	Хлорид меди	Сульфит натрия
28	Сульфат цинка	Цианид калия
29	Ацетат натрия	Силикат калия
30	Фосфат калия	Сульфид бария

Контрольные задания

31-40. В соответствии с номером вашего задания заполните пропуски в таблице 4

Таблица 4

№ зада-	Растворенное вещество	Концентрация раствора			Плотность раствора, г/мл
		процентная	молярная	нормальная	

ния					
31	HNO ₃	12			1,07
32	HCl		0,15		1,02
33	NaOH	6			1,07
34	H ₃ PO ₄			0,9	1,05
35	H ₂ SO ₄		0,4		1,027
36	CuSO ₄	10			1,107
37	(NH ₄) ₂ SO ₄			0,05	Принять 1,0
38	KOH	4			1,035
39	CH ₃ COOH		0,2		Принять 1,0
40	KNO ₃			0,3	Принять 1,0

Пример №33:

№ задания	Растворенное вещество	Концентрация раствора			Плотность раствора, г/мл
		процентная	молярная	нормальная	
33	NaOH	6	1,605	1,605	1,07

Ответ. Молярная концентрация – число молей растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{M}$$

где С – молярная концентрация; m – масса растворенного вещества; М – молярная масса растворенного вещества; V – объем раствора; ρ – плотность раствора; ω – процентная концентрация (отношение массы растворенного вещества к массе раствора).

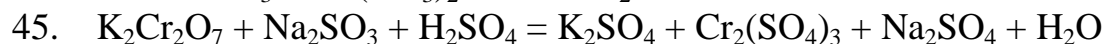
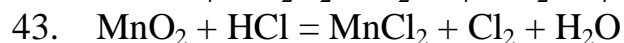
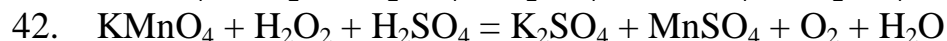
$$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{M} = \frac{0,06 \cdot 1,07 \cdot 1000}{40} = 1,605 \text{ моль / л}$$

Нормальная концентрация – число молей эквивалента растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора

$$C_H = \frac{C_M}{f_{\text{эkv}}} = \frac{1,605}{1} = 1,605 \text{ моль – экв / л}$$

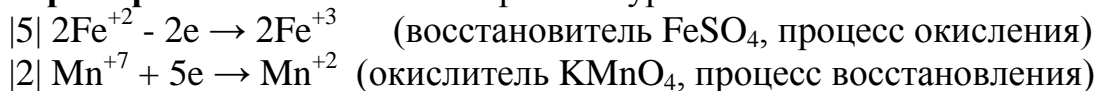
Контрольные задания

41-50. Составьте электронные уравнения и подберите коэффициенты в реакциях, соответствующих вашему заданию. Рассчитайте, сколько граммов окислителя требуется для окисления, 10 г соответствующего реакции восстановителя:



46. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 47. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 48. $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 49. $\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 50. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Пример №46 Решение: Электронные уравнения:



По уравнению реакции рассчитываем массу окислителя KMnO_4 (молярная масса 158 г/моль), которая требуется для окисления 10 г восстановителя FeSO_4 (молярная масса равна 152 г/моль):

$$n(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} = \frac{10}{152} = 0,066 \text{ моль}$$

Для восстановления 2 молей KMnO_4 требуется 10 молей FeSO_4 , следовательно для восстановления 1 моля KMnO_4 требуется 5 молей FeSO_4 :

$$n(\text{KMnO}_4) = 1/5 \cdot n \text{FeSO}_4 = 1/5 \cdot 0,066 \text{ моль} = 0,0132 \text{ моль.}$$

Масса окислителя KMnO_4 равна $m = M \cdot n = 158 \text{ г/моль} \cdot 0,0132 \text{ моль} = 2,0856 \text{ г.}$

Аналитическая классификация ионов

При изучении материала данного раздела разберитесь с различными классификациями ионов. Выясните, какие принципы лежат в основе каждой классификации. См приложение и методические указания по выполнению лабораторных работ.

Контрольные задания

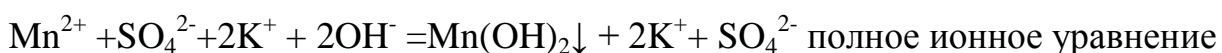
51 – 60. Для приведенных в Вашем задании солей напишите уравнения электролитической диссоциации и определите, к каким аналитическим группам относятся катионы и анионы данных веществ. Составьте уравнения реакций данных ионов с групповыми реагентами в молекулярной и ионной форме. При написании уравнений руководствуйтесь таблицей растворимости приложения 5

Таблица 5

№ задания	Соли
51	CuSO_4 BaCl_2
52	Cr SO_3 AlBr_3
53	K_2CO_3 SnCl_2
54	NH_4Cl CuBr_2
55	MgBr_2 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
56	K_2SiO_3 BaS
57	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ Ni SO_4
58	CaCl_2 ZnSO_4

59	Pb(NO ₃) ₂	K ₃ PO ₄
60	CaS	AlCl ₃

ПРИМЕР: Определим принадлежности ионов к аналитическим группам для данной в примере соли: Mn SO₄ :В водном растворе Mn SO₄ образует ионы: Mn SO₄ = Mn²⁺ + SO₄²⁻. Катион Mn²⁺ относится к V аналитической группе катионов (по кислотно – основной системе классификации). Групповым реагентом является избыток растворов гидроксидов NH₄OH, KOH или NaOH.(см приложение 1).Анион SO₄²⁻ относится к 1 аналитической группе анионов, групповым реагентом является раствор BaCl₂. Составим уравнения реакций для этих ионов с групповыми реагентами:



Основы количественного анализа. Методы количественного анализа

Особенно важное значение для сельского хозяйства имеет количественный анализ. По учебнику изучите классификацию основных методов количественного анализа, их основную сущность, лежащие в их основе реакции. Выясните, какие методы количественного анализа относятся к химическим.

Расход различных химикалиев (извести, гипса, азотных, фосфорных, калийных удобрений и т.п.) на единицу площади рассчитывают исходя из химического состава почвы. Кроме того, чтобы правильно использовать имеющееся удобрение, необходимо знать в нем содержание главного питательного вещества (например, азота, P₂O₅, K₂O), которое может изменяться при хранении, что определяют методами количественного анализа.

Контрольные задания

61-70. Рекомендуемая Миттлайдером минеральная подкормка для овощей имеет необходимую концентрацию NPK 110-60-110 (в пересчете на N₂, P₂O₅ и K₂O). Разовая доза на узкую грядку Миттлайдера (0,45×9,0 м) содержит 55 г азота (N), 30 г фосфора (по P₂O₅) и 55 г калия (по K₂O). Для вашего варианта имеются удобрения, представленные в таблице 12. Сколько граммов каждого из этих удобрений надо взять для приготовления разовой дозы питательной смеси?

Таблица 7

№ задачи	№ имеющегося удобрения		
61	1	11	21

62	2	12	22
63	3	13	23
64	4	14	22
65	5	15	27
66	6	16	24
67	7	17	28
68	8	18	26
69	9	19	28
70	10	20	22
пример	5	20	27

Удобрения, соответствующие № удобрения в таблице

1. Аммиачная селитра	NH_4NO_3
2. Известково-аммиачная селитра	$2 \text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$
3. Карбамид (мочевина)	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
4. Сульфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
5. Сульфат аммония – натрия	$3,5(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Na}_2\text{SO}_4$
6. Хлорид аммония	NH_4Cl
7. Натриевая селитра	NaNO_3
8. Кальциевая селитра	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
9. Цианамид кальция	CaCN_2
10. Калийная селитра	KNO_3
11. Фосфоритная мука	$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3 + \text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3 + \text{CaCO}_3$
12. Суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \cdot 2\text{CaSO}_4$
13. Двойной суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
14. Аммонизированный суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
15. Преципитат	$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
16. Метафосфат кальция	$\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$
17. Динатрий фосфат	Na_2HPO_4
18. Диаммонийфосфат	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
19. Моноаммонийфосфат	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
20. Монокалийфосфат	KH_2PO_4
21. Хлорид калия	KCl
22. Сульфат калия	K_2SO_4
23. Калимагнезия	$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
24. Сильвинит	$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$
25. Каинит	$\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
26. Карбонат калия	K_2CO_3
27. Калийная селитра	KNO_3
28. Карналлит	$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

ПРИМЕР: Определим NPK для данных в примере удобрений № 5, № 20 и № 27.

№5. $3,5 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Na}_2\text{SO}_4$. Молярная масса $3,5 \cdot 132 + 142 = 604$ г/моль. Из формулы:

28 г N содержится в 604 г сульфата аммония – натрия.

X содержится в 100 г.

Определяем: X:

$$X = 28 \times 100 : 604 = 4,6\%;$$

тогда X = 4,6 % N.

Для этого удобрения NPK 4,6-0-0.

№ 20. $\text{KН}_2\text{PO}_4$ Молярная масса 136. Двум моль $\text{KН}_2\text{PO}_4$ отвечает один моль K_2O ($2 \cdot 39 + 16 = 94$ г) и один моль P_2O_5 (142 г), в пересчете на которые вычисляем калий и фосфор.

а) 94 г K_2O содержатся в $2 \cdot 136 = 272$ г монокалийфосфата

x г содержится в 100 г

Определяем: X:

$$X = 94 \times 100 : 272 = 34,6\%;$$

тогда X = 34,6 % N.

б) 142 г P_2O_5 содержатся в 272 г монокалийфосфата

x г содержится в 100 г

Определяем: X:

$$X = 142 \times 100 : 272 = 52,2\%;$$

тогда X = 52,2 % N.

Для этого удобрения NPK 0-52,2-34,6

№ 27 KNO_3 . Молярная масса 101 г.

а) Один моль K_2O (94 г) отвечает двум моль KNO_3 (202 г).

94 г содержится в 202 г удобрения №27.

x г содержится в 100 г

Определяем: X:

$$X = 94 \times 100 : 202 = 46,5\%;$$

тогда X = 46,5 % K_2O .

б) Один моль азота отвечает одному моль KNO_3 :

14 г N содержится в 101 г KNO_3 .

x г содержится в 100 г

Определяем: X:

$$X = 14 \times 100 : 101 = 13,9\%;$$

тогда X = 13,9 % N.

Для этого удобрения NPK 13,9-0-46,5. Итак, имеем:

№ удобрения	N-P-K
5	4,6-0-0

20	0-52,2-34,6
27	13,9-0-46,5

Расчет состава искомой разовой дозы Миттлайдера начинаем с более сложных (более одного нужного компонента) и с более концентрированных удобрений. Этому условию отвечает № 20.

В разовой дозе Миттлайдера должно быть 30 г оксида фосфора. Ищем массу монокалийфосфата, обеспечивающего это количество:

Из условия: 30 г P_2O_5 _____ в х г удобрения № 20

Из таблицы: 52,2 г _____ в 100 г

$$X = \frac{30 \cdot 100}{52,2} = 57,5 \text{ г монокалийфосфата (№ 20).}$$

Эта цифра уже войдет в окончательный ответ.

В этом же удобрении содержится и калий, количество которого в пересчете на K_2O найдем из пропорции:

Имеем: х г K_2O _____ в 57,5 г удобрения № 20

Из таблицы: 34,6 г _____ в 100 г

$$X = \frac{34,6 \cdot 57,5}{100} = 19,9 \text{ г } K_2O$$

Всего в разовой дозе Миттлайдера (см. условие) должно быть 55 г K_2O . Из этого количества 19,9 г мы обеспечиваем удобрением № 20. Остальные 35,1 г введем удобрением № 27. Вычислим его потребность.

Ищем: 35,1 г K_2O содержится в х г калийной селитры (№ 27)

Из таблицы: 46,5 г _____ в 100 г

$$X = \frac{35,1 \cdot 100}{46,5} = 75,5 \text{ г } KNO_3$$

И эта цифра войдет в окончательный ответ.

В этом же удобрении содержится азот, количество которого составляет

$$\frac{75,5 \cdot 13,9}{100} = 10,5$$

г. По условию же требуется обеспечить 55 г азота. Недостающее количество $55 - 10,5 = 44,5$ г введем за счет х г удобрения № 5, в котором содержится азота 4,6 %:

$$X = \frac{44,5 \cdot 100}{4,6} = 967,4 \text{ г сульфата аммония – натрия (№ 5)}$$

Окончательный состав искомой смеси: № 5 – 967,4 г; № 20 – 57,5 г; № 27 – 75,5 г.

71 вопрос (общий для всех вариантов). Где применяются количественные и качественные определения в агрономии? С какими качественными и количественными аналитическими определениями вам приходилось иметь дело

в процессе вашей работы? С какими аналитическими приборами вы знакомы? Какими вам приходилось пользоваться?

ПРИЛОЖЕНИЯ:

Приложение 1

Сероводородная (сульфидная) классификация катионов

Группа	Катионы	Групповой реагент
I	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+, \text{Mg}^{2+}$	Нет
II	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	Раствор $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в аммиачном буфере (pH~9,2)
III	$\text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}$ $\text{Zn}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}$	Раствор $(\text{NH}_4)\text{S}$ (pH=7-9)
IV	$\text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Bi}^{3+}$ $\text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{Sb}^{3+}, \text{Sb}^{5+}, \text{As}^{3+}, \text{As}^{5+}$	Раствор H_2S при pH=0,5 (HCl)
V	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	Раствор HCl

Кислотно-основная классификация катионов

Группа	Катионы	Групповой реагент
I	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$	Нет
II	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	Растворы HCl
III	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	Растворы H_2SO_4
IV	$\text{Zn}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{As}^{3+}, \text{As}^{5+}, \text{Cr}^{3+}$	Растворы NaOH в присутствии H_2O_2
V	$\text{Mg}^{2+}, \text{Sb}^{3+}, \text{Sb}^{5+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$	Раствор NaOH или раствор аммиака (25%)
VI	$\text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}$	Раствор аммиака (25%)

Классификация анионов

Группа	Анионы	Групповой реагент
I	$\text{SO}_4^{2-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{S}_2\text{O}_3^{2-}, \text{C}_2\text{O}_4^{2-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ $(\text{BO}_2)^{-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{AsO}_4^{3-}, \text{AsO}_3^{3-}, \text{F}^-$	Раствор BaCl_2 в нейтральной или слабо щелочной среде
II	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{BrO}_3^-, \text{CN}^-, \text{NCS}^-, \text{S}^{2-}$	Раствор AgNO_3 в разбавленной (2 моль/л) азотной кислоте
III	$\text{NO}_2^-, \text{NO}_3^-, \text{CH}_3\text{COO}^-$ и др.	Отсутствует

Приложение 2

Распределение некоторых кислот, оснований и солей по группам в зависимости от величины степени диссоциации

Класс соединений	Группы электролитов		
	сильные	средней силы	слабые
Кислоты	HCl, HBr, HI, HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HClO_3 , HMnO_4	HF, H_3PO_4 , H_2SO_3	H_2S , HNO_2 , H_2CO_3 , HClO , H_2SiO_3 , HCN, CH_3COOH , H_3BO_3
Основания	Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, например, NaOH, KOH, LiOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$	-	Все нерастворимые основания и NH_4OH

Соли	Практически все	-	-
------	-----------------	---	---

Растворимость солей и оснований в воде

(P- растворимое вещество, M – малорастворимое вещество, H – практически не растворимое; прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой)

Анион	Катион																				
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P	P	P	P	P	P
J ⁻	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	H	-	P	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	P	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	-	P	P	H	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	H	-	H	H	H	H
SiO ₃ ²⁻	P	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	-	-	P	P	-	-			
PO ₄ ³⁻	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻	P	P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H

ОГЛАВЛЕНИЕ

Раздел 1. Общие методические указания по изучению дисциплины	3
1.1. Цель и задачи курса	3
1.2. Библиографический список	5
1.3. Распределение учебного времени на изучение дисциплины	5
Раздел 2. Содержание учебных модулей дисциплины и методические указания по их изучению	6
2.1. Модуль 1. Теоретические основы аналитической химии	6
2.2. Модуль 2. Основы качественного анализа	12
2.3. Модуль 3. Количественный анализ	13
Раздел 3. Задания для контрольных работ и указания по их выполнению	15
3.1. Методические указания по выполнению контрольной работы	15
3.2. Задания для контрольной работы	16
Приложения	24