

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**Методические рекомендации для
самостоятельной работы обучающихся по дисциплине**

Б1.В.05 Неорганическая и аналитическая химия

Направление подготовки: 36.03.01 «Ветеринарно-санитарная экспертиза»

Профиль образовательной программы: Ветеринарно-санитарная экспертиза

Форма обучения: заочная

СОДЕРЖАНИЕ

1. Организация самостоятельной работы	3
2. Методические рекомендации по выполнению индивидуальных домашних задания	
2.1 Темы индивидуальных домашних заданий.....	5
2.2 Содержание индивидуальных домашних заданий.....	5
2.3 Порядок выполнения заданий.....	7
2.4 Пример выполнения задания.....	8
3. Методические рекомендации по самостоятельному изучению вопросов	9

1. ОРГАНИЗАЦИЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1.1. Организационно-методические данные дисциплины

№ п.п.	Наименование темы	Общий объем часов по видам самостоятельной работы				
		подготовка курсового проекта (работы)	подготовка реферата/эссе	индивидуальные домашние задания (ИДЗ)	самостоятельное изучение вопросов (СИВ)	подготовка к занятиям (ПкЗ)
1	2	3	4	5	6	7
1	Предмет и задачи химии. История развития химических знаний	-	-	-	5	-
2	Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания. Получение и свойства	-	-	-	5	-
3	Основные классы неорганических соединений: кислоты. Классификация. Способы получения и свойства	-	-	-	5	-
4	Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства	-	-	-	5	-
5	Стехиометрические законы. Химический эквивалент.	-	-	-	5	-
6	Энергетика и направление химических процессов	-	-	-	6	-
7	Химическая кинетика. Катализ	-	-	-	6	-
8	Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия	-	-	-	8	-
9	Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов	-	-	-	5	-
10	Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.	-	-	-	5	-
11	Ионное произведение воды, pH. Методы	-	-	-	5	-

	определения pH Гидролиз солей					
12	Качественный анализ. Аналитические группы катионов и анионов	-	-	-	5	-
13	Титриметрический анализ. Метод нейтрализации. Кривые титрования.	-	-	-	4	-
14	Титриметрический анализ. Определение карбонатной жесткости воды	-	-	-	4	-
15	Титриметрический анализ. Определение содержания хлорид-ионов в питьевой воде	-	-	-	4	-
16	Строение атома и периодический закон.	-	-	-	5	-
17	Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР	-	-	-	5	-
18	Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия	-	-	-	4	-
19	Окислительно-восстановительное титрование. Йодометрия	-	-	-	4	-
20	Химическая связь. Строение вещества	-	-	-	4	-
21	Комплексные соединения	-	-	-	4	-
22	Комплексонометрическое титрование. Определение общей жесткости воды.	-	-	-	4	-

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

2.1 Темы индивидуальных домашних заданий

1. Индивидуальное домашнее задание 1 (ИДЗ-1) Классификация оксидов. Графические формулы оксидов.
2. Индивидуальное домашнее задание 2 (ИДЗ-2) Диссоциация кислот и оснований.
3. Индивидуальное домашнее задание 3 (ИДЗ-3) Способы получения средних, кислых и основных солей. Номенклатура солей.
4. Индивидуальное домашнее задание 4 (ИДЗ-4) Расчет молярной массы эквивалента солей.
5. Индивидуальное домашнее задание 5 (ИДЗ-5) Расчет объема газообразного вещества.
6. Индивидуальное домашнее задание 6 (ИДЗ-6) Расчеты термодинамических величин по закону Гесса.
7. Индивидуальное домашнее задание 7 (ИДЗ-7) Расчеты по кинетическому уравнению и уравнению Вант-Гоффа.
8. Индивидуальное домашнее задание 8 (ИДЗ-8) Факторы, влияющие на смещение равновесия.
9. Индивидуальное домашнее задание 9 (ИДЗ-9) Расчет концентраций солей в растворах.
10. Индивидуальное домашнее задание 10 (ИДЗ-10) Гидролиз солей. Расчет константы и степени гидролиза солей.
11. Индивидуальное домашнее задание 11 (ИДЗ-11) Качественные реакции на некоторые катионы
12. Индивидуальное домашнее задание 12 (ИДЗ-12) Расчеты в титриметрии.
13. Индивидуальное домашнее задание 13 (ИДЗ-13) Строение атома. Электронные конфигурации элементов.
14. Индивидуальное домашнее задание 14 (ИДЗ-14) Составление уравнений ОВР методом полуреакций.
15. Индивидуальное домашнее задание 15 (ИДЗ-15) Комплексные соединения.

2.2 Содержание индивидуальных домашних заданий

1. Индивидуальное домашнее задание 1 (ИДЗ-1) Классификация оксидов. Графические формулы оксидов.

Из элементов, входящих в состав предложенных кислот и оснований, соответствующих номеру вашего варианта, составить формулы всех возможных оксидов. Указать валентность элементов в этих оксидах, их характер, составить структурные формулы.

2. Индивидуальное домашнее задание 2 (ИДЗ-2) Диссоциация кислот и оснований.

Напишите уравнения ступенчатой диссоциации этих веществ, формулу для выражения констант диссоциации.

3. Индивидуальное домашнее задание 3 (ИДЗ-3) Способы получения средних, кислых и основных солей. Номенклатура солей.

Из соединений задания № 1 все возможные соли (средние, кислые, основные). Назовите соли. Напишите уравнения реакций получения солей в молекулярном и ионном (полном и сокращенном) виде. Кислые и основные соли условно считать растворимыми. Укажите значение полученных солей.

4. Индивидуальное домашнее задание 4 (ИДЗ-4) Расчет молярной массы эквивалента солей.

Для всех солей из задания № 3 рассчитать молярную массу эквивалента и количество вещества эквивалента, если масса соли 20 г.

5.Индивидуальное домашнее задание 5 (ИДЗ-5) Расчет объема газообразного вещества.

Из задания № 1 выбрать газообразные оксиды и рассчитать (в соответствии с номером своего варианта) для них количество вещества, объем и количество молекул, если масса его равна:

6.Индивидуальное домашнее задание 6 (ИДЗ-6) Расчеты термодинамических величин по закону Гесса.

Вычислить стандартные изменения энталпии, энтропии, энергии Гиббса в соответствующей реакции ($\Delta H_{обр}^0$, S_{298}^0 в табл.). Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие реакции, и сделать вывод о возможности протекания реакции в прямом направлении (из расчетных либо графических данных).

7. Индивидуальное домашнее задание 7 (ИДЗ-7) Расчеты по кинетическому уравнению и уравнению Вант-Гоффа.

Напишите уравнения возможных реакций получения газообразных соединений из исходных простых веществ, образованных элементами, входящих в состав кислот и оснований.

1. Как изменится скорость реакции, если: 1) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 3 раза; 2) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 2 раза; 3) концентрации реагирующих веществ увеличить в 2 раза; 4) концентрации реагирующих веществ увеличить в 3 раза; 5) концентрацию одного из реагирующих веществ уменьшить в 3 раза; 6) концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в 2 раза; 7) концентрацию одного из реагирующих веществ уменьшить в 2 раза; 8) концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в 3 раза?

8. Индивидуальное домашнее задание 8 (ИДЗ-8) Факторы, влияющие на смещение равновесия.

Напишите математическое выражение K_p (константы химического равновесия) для обратимых реакций и укажите направление смещения равновесия при изменении условий:

а) уменьшении парциального давления одного из исходных газообразных веществ;
б) понижении давления; в) повышении температуры.

9. Индивидуальное домашнее задание 9 (ИДЗ-9) Расчет концентраций солей в растворах.

Рассчитать массовую долю (процентную концентрацию), молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, моляльную концентрацию и титр любой растворимой соли из задания № 3.

10. Индивидуальное домашнее задание 10 (ИДЗ-10) Гидролиз солей. Расчет константы и степени гидролиза солей.

Написать уравнения реакций гидролиза всех солей из задания № 3 в молекулярном и ионном виде, указать реакцию среды. Рассчитать константу гидролиза (K_g) и pH раствора одной из гидролизуемых солей при концентрации соли 0,001 моль/л.

11. Индивидуальное домашнее задание 11 (ИДЗ-11) Качественные реакции на некоторые катионы

В таблице в соответствующих клетках для качественных реакций ионов укажите цвет осадка или раствора. Например, реагентом на ион Ba^{2+} является хромат калия, образующий с ним желтый осадок. В клетке «ж» отмечаем цвет осадка – желтый. Кроме того, Ba^{2+} образует белый осадок с групповым реагентом II группы катионов, в клетке «а» ставим отметку «белый». Продумайте, возможны ли реакции данного иона с другими приведенными реагентами и сделайте соответствующие пометки в таблице.

Напишите сокращенные ионные уравнения соответствующих реакций.

Катионы	Реактивы												
	а	б	в	г	д	е	ж	з	и	к	л	м	
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3^+$ NH_4Cl^+ NH_4OH	NaOH	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		$\text{K}_4[\text{Sb}(\text{OH})_6]$		$\text{Na}_2\text{HPO}_4^+$ NH_4Cl^+ NH_4OH		$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{H}_2\text{S} + \text{HCl}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}^+$ NH_4Cl^+ NH_4OH	Сильный окислитель	NH_4Cl^+ NH_4OH	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$

12. Индивидуальное домашнее задание 12 (ИДЗ-12) Расчеты в титриметрии.

Вы проводите количественное определение веществ объемным методом. Анализируемое вещество вы растворили в мерной колбе на 500 мл. На каждый анализ отбирали пробы пипеткой на 25 мл. Проводили три титрования раствором из бюретки, результаты которых представлены в таблице.

13. Индивидуальное домашнее задание 13 (ИДЗ-13) Строение атома. Электронные конфигурации элементов.

Укажите численные значения главного и орбитального квантовых чисел данных подуровней, рассчитайте последовательность их заполнения. Распределите по квантовым ячейкам валентные электроны, определите химический элемент и его положение в системе Д.И.Менделеева (номер периода, группа, подгруппа). Напишите электронные формулы предложенных атомов и ионов, укажите положение их в системе Д.И.Менделеева (номер периода, группа, подгруппа)

14. Индивидуальное домашнее задание 14 (ИДЗ-14) Составление уравнений ОВР методом полуреакций.

Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Две реакции (**а,б**) для каждого варианта.

15. Индивидуальное домашнее задание 15 (ИДЗ-15) Комплексные соединения.

Заполните таблицу по образцу. Составьте формулы комплексных солей из элементов-комплексообразователей своего задания. Дайте им название. Запишите уравнение диссоциации комплексного соединения.

2.3. Порядок выполнения заданий

Индивидуальные работы по химии оформляются в специальных тетрадях - тонкая тетрадь в клеточку, толщиной 12 - 18 листов. От предыдущей работы отступают 3-4 клетки и записывают дату выполнения работы и далее посередине следующей строки номер выполняемой работы. Далее, каждый раз с новой строки записывают тему, задания. После строки «Ход работы» коротко поэтапно приводится описание выполнения индивидуальной работы.

Оформление должно быть лаконичным: приводятся описания задания, уравнения химических реакций, условия проведения реакций, рисунки, ответы на вопросы, выводы. Важным является знание и умение приводить записи уравнений химических реакций. При

этом необходимо приводить химические формулы и названия всех реагентов и продуктов реакции, упоминание о которых ведется при выполнении работы.

Если в ходе выполнения работы необходимо ответить на вопросы для выяснения понимания сущности процесса, то записывается ответ, если требуется оформить рисунок, заполнить таблицу, то соответственно выполняется рисунок или заполняется таблица.

Таблицы заполняются четко и аккуратно, при этом таблица должна занимать всю ширину тетрадной страницы.

Все рисунки должны иметь обозначения составных частей, оборудования, названия реагентов и продуктов реакции. Рисунки должны располагаться на левой стороне тетрадного листа, подписи к рисункам – (с правой стороны или снизу).

Рисунки с изображением моделей приборов, схем выполнения химического эксперимента должны быть крупными и четкими, выполненными простым карандашом (допускается использование цветных карандашей), содержать только главные, наиболее характерные особенности.

В конце каждого задания обязательно записывается вывод по итогам выполненной работы.

При выставлении оценки за индивидуальную работу по химии учитываются такие компоненты: самостоятельное выполнение, объем и качество выполненной работы, правильность написания уравнений химических реакций и выводов. На снижение оценки должны повлиять ошибки, допущенные в процессе выполнения работы, отсутствие аккуратности в работе.

Также оценивается качество ведения записей: аккуратность, выполнение схем, рисунков и таблиц и т.д. Если требования не выполняются, то оценка снижается.

2.4 Пример выполнения задания

ИДЗ-1. Классификация оксидов. Графические формулы оксидов

Из элементов, входящих в состав предложенных кислот и оснований, соответствующих номеру вашего варианта, составить формулы всех возможных оксидов. Указать валентность элементов в этих оксидах, их характер, составить структурные формулы.

Например: Даны вещества H_2SiO_3 (кремниевая кислота), H_2SO_4 (серная кислота), NaOH (гидроксид натрия), $\text{Zn}(\text{OH})_2$ (гидроксид цинка). Элементы образуют следующие оксиды:

Формула	Характер оксида	Графическая формула
II SiO	Несолеобразующий (безразличный, индифферентный)	$\text{Si} = \text{O}$
IV SiO_2	Кислотный	$\text{O} = \text{Si} = \text{O}$
IV SO_2	Кислотный	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$
VI SO_3	Кислотный	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$ O
II ZnO	Амфотерный	$\text{Zn} = \text{O}$
I Na_2O	Основный	$\text{Na} - \text{O} - \text{Na}$

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОМУ ИЗУЧЕНИЮ ВОПРОСОВ

3.1. Предмет и задачи химии. История развития химических знаний

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на то, что химия — наука о строении, свойствах веществ, их превращениях и сопровождающих явлениях. В зависимости от атомарной природы изучаемого вещества, типов химических связей между атомами различают неорганическую, органическую и элементоорганическую химии. Объектом неорганической химии являются все химические элементы и их соединения, другие вещества на их основе. Органическая химия изучает свойства обширного класса соединений, образованных посредством химических связей углерода с углеродом. Химия является общетеоретической дисциплиной. Она призвана дать студентам современное научное представление о веществе как одном из видов движущейся материи, о путях, механизмах и способах превращения одних веществ в другие. Знание основных химических законов, владение техникой химических расчетов, понимание возможностей, предоставляемых химией с помощью других специалистов, работающих в отдельных и узких ее областях, значительно ускоряют получение нужного результата в различных сферах инженерной и научной деятельности.

3.2. Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания. Получение и свойства

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на то, что несолеобразующими всегда являются оксиды неметаллов. Они не способны взаимодействовать с кислотами или с основаниями с образованием солей.

3.3. Основные классы неорганических соединений: кислоты. Классификация. Способы получения и свойства

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на то, что кислоты – сложные вещества, молекулы которых состоят из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка. Состав кислот может быть выражен общей формулой H_xA , где A – кислотный остаток. Атомы водорода в кислотах способны замещаться или обмениваться на атомы металлов, при этом образуются соли.

Если кислота содержит один такой атом водорода, то это одноосновная кислота (HCl – соляная, HNO_3 – азотная, $HClO$ – хлорноватистая, CH_3COOH – уксусная); два атома водорода – двухосновные кислоты: H_2SO_4 – серная, H_2S – сероводородная; три атома водорода – трехосновные: H_3PO_4 – ортофосфорная, H_3AsO_4 – ортомышьяковая.

3.4. Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на то, что соли – ионные соединения, состоящие из катионов металлов (или аммония) и анионов кислотных остатков. Любую соль можно рассматривать как продукт реакции нейтрализации основания кислотой. В зависимости от того, в каком соотношении взяты кислота и основание, получаются соли: *средние* ($ZnSO_4$, $MgCl_2$) – продукт полной нейтрализации основания кислотой, *кислые* ($NaHCO_3$, KH_2PO_4) – при избытке кислоты, *основные* ($CuOHCl$, $Al(OH)SO_4$) – при избытке основания.

3.5. Стехиометрические законы. Химический эквивалент.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на то, что многие элементы, соединяясь друг с другом, могут образовывать разные вещества постоянного состава. Но это справедливо только для соединений с ковалентным типом связи. Такие вещества называются дальтониды. Для веществ кристаллических (в частности сплавов) состав может зависеть от способов получения. Такие вещества называются бертоллиды.

3.6. Энергетика и направление химических процессов

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что внутренняя энергия тела складывается из кинетической энергии молекул тела и их структурных единиц (атомов, электронов, ядер), энергии взаимодействия атомов в молекулах и т. д. Во внутреннюю энергию не входит энергия движения тела как целого и потенциальная энергия. Свободная энергия есть та работа, которую могло бы совершить тело в обратимом изотермическом процессе, или свободная энергия есть максимальная возможная работа, которую может совершить система, обладая каким-то запасом внутренней энергии. Внутренняя энергия системы U равна сумме свободной (F) и связанный энергии (TS):

$$U = F + TS$$

Связанная энергия – та часть внутренней энергии, которая не может быть превращена в работу, – это обесцененная часть внутренней энергии.

При одной и той же температуре связанная энергия тем больше, чем больше энтропия.

Таким образом, энтропия системы есть мера обесценности ее энергии (т.е. мера той энергии, которая не может быть превращена в работу).

3.7. Химическая кинетика. Катализ

При изучении данного вопроса следует обратить внимание: для характеристики механизма химических реакций в кинетике применяют такие понятия, как порядок и молекулярность реакции.

Порядком химической реакции называют сумму показателей степеней в уравнении скорости реакции. Различают реакции нулевого, первого, второго и дробного порядков.

Под молекулярностью реакции понимают число частиц (атомов, молекул, ионов), которые принимают участие в элементарном акте взаимодействия. Если в процессах разложения или изомеризации веществ в элементарном акте взаимодействия принимает участие одна молекула, то такие реакции называют мономолекулярными.

Цепные реакции играют важную роль во многих отраслях химии, в частности, в фотохимии, в органической химии, в процессах получения ядерной энергии. Сгорание топлива в двигателях внутреннего сгорания, крекинг углеводородного сырья, процессы полимеризации – все это процессы, протекающие по цепному механизму. Характерной особенностью цепных реакций является участие в них активных частиц (свободных атомов, радикалов, возбужденных молекул и др.), которые сталкиваясь с молекулами исходных веществ, образуют конечные продукты и новые активные частицы, которые вновь вступают в реакцию и т.д. Цепные реакции протекают обычно с большой скоростью и часто имеют характер взрыва.

Фотохимическими называются реакции, протекающие под действием света. При фотохимических реакциях энергия, необходимая для поддержания реакции или ее возбуждения, подводится в форме электромагнитных колебаний. К фотохимическим реакциям относятся фотосинтез (синтез углеводов из диоксида углерода и воды в растениях), фотографический процесс, выцветание красок, люминесценция и др. К фотохимическим реакциям относится и взаимодействие водорода с хлором, рассмотренное выше.

Автокализ
ускорение реакции, обусловленное накоплением конечного или промежуточного продукта, облада

ящего катализитическим действием в данной реакции. В более широком смысле автокаталитическое самоускорение реакции, вызванное к.-л. изменением в системе из-за протекания химической реакции. Автокаталит. наблюдается, например, при гидролизе с ложных эфиров из-за накопления кислоты.

Ферментативный катализ (биокатализ) – это ускорение биохимических реакций при участии белковых макромолекул. Механизм действия биокатализаторов (ферментов) такой же как и нерганических катализаторов.

3.8. Химическое равновесие, факторы, влияющие на смещение равновесия

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что ингибиторы – общее название веществ, подавляющих или задерживающих течение физиологических и физико-химических (главным образом ферментативных) процессов. Действие ингибиторов характерно для катализитических и цепных реакций, протекающих с участием активных центров или частиц. Торможение или предотвращение реакции обусловлено тем, что ингибитор блокирует активные центры катализатора или реагирует с активными частицами с образованием малоактивных радикалов. Ингибитор вводится в систему в намного меньшей концентрации, чем концентрация реагентов.

Фазовое равновесие (равновесие фаз) – состояние, при котором фазы в термодинамической системе находятся в состоянии теплового, механического и химического равновесия.

Тепловое равновесие означает, что все фазы вещества в системе имеют одинаковую температуру.

Механическое равновесие означает равенство давлений по разные стороны границы раздела соприкасающихся фаз. Строго говоря, в реальных системах эти давления равны лишь приближенно, разность давлений создается поверхностным натяжением.

Химическое равновесие выражается в равенстве химических потенциалов всех фаз вещества.

3.9. Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что растворы – это гомогенные системы переменного состава, включающие два и более компонентов. Частицы компонентов раствора распределены по его объему в виде атомов, молекул или ионов.

Образование растворов, в отличие от механических смесей, сопровождается изменением энталпии, энтропии и объема системы.

По агрегатному состоянию различают газовые, жидкые и твердые растворы. Но обычно термин растворы относится к жидким системам.

3.10. Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.

При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что живые организмы с точки зрения термодинамики – открытые системы. Между системой и окружающей средой возможен обмен энергии, который происходит в соответствии с законами термодинамики.

Направление химической реакции определяется значением ΔG . Если эта величина отрицательна, то реакция протекает самопроизвольно и сопровождается уменьшением свободной энергии. Такие реакции называют экзергоническими. Если при этом абсолютное значение ΔG велико, то реакция идет практически до конца, и ее можно рассматривать как необратимую.

Если ΔG положительно, то реакция будет протекать только при поступлении свободной энергии извне; такие реакции называют эндергоническими.

Если абсолютное значение ΔG велико, то система устойчива, и реакция в таком случае практически не осуществляется. При ΔG , равном нулю, система находится в равновесии.

Буферные системы

буферные растворы, буферные смеси, системы, поддерживающие определённую концентрацию ионов водорода H^+ , то есть определённую кислотность среды. Кислотность буферных растворов почти не изменяется при их разбавлении или при добавлении к ним некоторых количеств кислот или оснований.

3.11. Ионное произведение воды, рН. Методы определения рН. Гидролиз солей

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что Гидролиз солей имеет и практическое, и биологическое значение. В настоящее время в быту мы используем мыло, стиральные порошки и другие моющие средства. Основной компонент мыла — это натриевые или калиевые соли высших жирных карбоновых кислот: стеараты, пальмитаты, которые гидролизуются.

Если кислотность почвы недостаточная, у растений появляется болезнь — хлороз. Ее признаки - пожелтение или побеление листьев, отставание в росте и развитии. Если $pH > 7,5$, то в нее вносят удобрение сульфат аммония, которое способствует повышению кислотности, благодаря гидролизу по катиону, проходящему в почве.

3.12 Качественный анализ. Аналитические группы катионов и анионов

При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что все катионы при систематическом ходе анализа делятся на аналитические группы по отношению к групповым реагентам. Если на исследуемый раствор с большим количеством катионов последовательно действовать групповыми реагентами, то все катионы м/б выделены из раствора в виде отдельных групп. Аналитической группой катионов называется такая их группа, которая при определенных условиях осаждается из общей их смеси групповым реагентом. Т.е аналитическая классификация катионов зависит от тех веществ, которые применяются в качестве групповых реагентов. Существуют различные классификации катионов по аналитическим группам. Наиболее распространенной является классификация, основанная на свойствах сульфидов. Такие реагенты позволяют разделить катионы на аналитические группы:

- 1 группа - $Na^+, K^+, NH_4^+, Mg^{2+}$ - группового реагента нет;
- 2 группа - $Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ca^{2+}$ - групповой реагент карбонат NH_4^+ ;
- 3 группа - $Al^{3+}, Cr^{3+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}, Ni^{2+}, Co^{2+}$ - групповой реагент $(NH_4)_2S$ в нейтральной или слабощелочной среде;
- 4 группа - $Ag^+, Hg^+, Hg^{2+}, Pb^{2+}, Cu^{2+}, Bi^{3+}, Cd^{2+}$ – осаждается сероводородом в кислой среде $As^{3+}, As^{5+}, Sb^{5+}, Sb^{3+}, Sn^{2+}, Sn^{4+}$ осаждается сероводородом в кислой среде. В отличие от 4 группы которые не растворяются в полисульфиде аммония, сульфиды катионов 5 группы в нем растворяются

Анионы образованы в основном р-элементами и некоторыми d-элементами. Высокой способностью к образованию анионов обладают р-элементы, расположенные в правом верхнем углу периодич. системы. Так как они имеют переменную степень окисления, они способны к образованию различных кислот. Большинство р-элементов

образуют кислородные кислоты (серная, борная и т д.) лишь только элементы 6 и 7 А– подгрупп могут образовать бескислородные кислоты, представляющие собой растворы их соединений с водородом (HCl, HF, HBr).

По окислительно–восстановительным свойствам анионы делят на анионы:

- окислители, в которых элемент имеет высшую степень окисления (NO_3^-),
- анионы восстановители с низшей степенью окисления (Cl^- ; Br^- ; S_2^-)
- нейтральные анионы не проявляющие ни окисл. ни восст. Свойств (CO_3^{2-} ; PO_4^{3-} ; SO_4^{2-})

3.13 Титриметрический анализ. Метод нейтрализации. Кривые титрования.

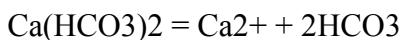
При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что кривые титрования – графические зависимости концентрации участника реакции, протекающей при титровании от объема добавленного титранта. Для реакций кислотно-основного взаимодействия показателем концентрации участника реакции является pH раствора.

Различают теоретические и экспериментальные кривые титрования. Теоретический расчёт кривых титрования проводится по уравнению реакции и исходным концентрациям реагирующих веществ. Теоретические кривые титрования нужны для обоснованного выбора индикатора в данном титровании. Экспериментальные кривые титрования получают при измерении какого-либо свойства системы в ходе титрования (ЭДС, электропроводность и т.п.) в зависимости от объема титранта. Экспериментальные кривые титрования нужны для определения точки эквивалентности.

3.14 Титриметрический анализ. Определение карбонатной жесткости воды.

При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что Карбонатную жесткость воды определяют методом кислотно - основного титрования. Титрантом является стандартизованный раствор соляной кислоты ($\text{Cm}(\text{HCl}) \gg 0,1$ моль/л). Индикатором служит метиловый – оранжевый.

Это объясняется гидролизом гидрокарбонатов кальция и магния. Химизм процесса:



3.15 Титриметрический анализ. Определение содержания хлорид-ионов в питьевой воде

При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что высокая растворимость хлоридов объясняет широкое их распространение во всех природных водах. Хлориды в воде могут быть минерального и органического происхождения и встречаться в форме солей — NaCl , KCl , MgCl_2 , CaCl_2 . В южных регионах повышенное содержание хлоридов в воде обычно связано с засоленностью грунтов, богатых хлористыми соединениями. Такая вода не представляет опасности в санитарном отношении. Хлориды органического происхождения образуются при разложении органических веществ, преимущественно мочи, фекалий и др.

3.16 Строение атома и периодический закон Д.И.Менделеева

При изучении данного вопроса следует обратить внимание на предпосылки возникновения учения о строении атома (открытие радиоактивности, открытие электрона, опыты Резерфорда). Модель атома Дж. Томсона, планетарная модель атома Резерфорда.

Постулаты Бора позволили ему теоретически рассчитать энергетический спектр атома водорода и водородоподобных атомов – атомов, состоящих из ядра с зарядом Z_e и одного электрона, движущегося вокруг ядра. Используя теорию Бора и схему энергетических уровней атома, легко объяснить процессы испускания и поглощения излучения атомом.

До Д.И Менделеева были предприняты попытки разными учеными (Доберейнер, Берцелиус и др.) систематизировать элементы, а также развивалось учение о валентности химических элементов. Периодический закон открыл путь к познанию строения атомов и их ядер, практическим результатом чего было овладение внутриатомной энергией.

3.17 Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что окислительно-восстановительные реакции играют важную роль в природе и технике. В качестве примеров окислительно-восстановительных процессов, протекающих в природных биологических системах, можно привести реакцию фотосинтеза у растений и процессы дыхания у животных и человека.

Процессы горения топлива, протекающие в топках котлов тепловых электростанций и в двигателях внутреннего сгорания и реактивных двигателях ракет, являются примером технически важных ОВР.

Окислительно-восстановительные процессы, протекающие в природе и технике, нередко наносят огромный ущерб природе и человеку. В качестве примеров таких процессов могут служить коррозия металлов, лесные пожары, окисление азота при сжигании топлива, образование чрезвычайно токсичных диоксинов.

При помощи ОВР получают металлы, органические и неорганические соединения, проводят анализ различных веществ, очищают многие вещества, природные и сточные воды, газовые выбросы электростанций и заводов и т. п.

3.18 Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что перманганатометрическое титрование, или перманганатометрия, — метод количественного определения веществ (восстановителей, реже — окислителей и соединений, не обладающих окислительно-восстановительными свойствами) с применением титранта — раствора перманганата калия $KMnO_4$.

Перманганат калия — сильный окислитель, обладающий интенсивной фиолетово-малиновой окраской. В зависимости от кислотности титруемого раствора окислительные свойства перманганат-иона проявляются по-разному. В сильнокислой среде $pH < 7$) перманганат-ион восстанавливается до катионов марганца(II) Mn^{2+} , которые обладают очень слабой розоватой окраской (практически бесцветны):

3.19 Окислительно-восстановительное титрование. Йодометрия

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что йодометрические методы основаны на применении стандартного раствора тиосульфата натрия для титрования йода, выделившегося при взаимодействии определяемого окислителя с избытком иодида калия (при титровании по замещению) или оставшегося в избытке при медленном взаимодействии определяемого восстановителя с фиксированным объемом стандартного раствора йода (в случае обратного титрования).

3.20. Химическая связь. Строение вещества

При изучении данного вопроса следует обратить внимание, что в 1812 году итальянский физик и химик Амедео Авогадро, изучая молекулярные веса газов (водорода, кислорода, азота, хлора), выдвинул молекулярную гипотезу строения вещества. Однако работа Авогадро долгое время не получала признания, что тормозило развитие основных идей в области химического строения молекул. Лишь после убедительного доклада Станислао Канниццаро на первом международном съезде химиков в Карлсруэ (1860) атомные веса, определённые с помощью закона Авогадро, стали общепринятыми^[2]. На съезде разграничили понятия «атом», «молекула», утвердили атомно-молекулярное учение, основное положение которого «атомы при взаимодействии образуют молекулу».

Атомно-молекулярное учение послужило основой создания теории химического строения Бутлерова.

Соединения с различным типом связи имеют различное строение. Так, соединения с ковалентной связью – это чаще всего жидкие или газообразные вещества. Вещества с ионным типом связи – кристаллические, тугоплавкие вещества.

3.21. Комплексные соединения

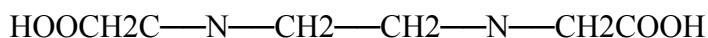
При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что комплексные соединения (лат. complexus — сочетание, обхват) или координационные соединения (лат. со — «вместе» и ordinatio — «упорядочение») — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому комплексообразователем, нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, в водном растворе полностью диссоциируют на комплексный малодиссоциирующий катион или анион. Комплексные соединения без внешней сферы в воде нерастворимы (например, карбонилы металлов).

Комплексные соединения разнообразны и многочисленны.

3.22. Комплексонометрическое титрование. Определение общей жесткости воды

При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что комплексонометрическое титрование (или комплексонометрия) основано на образовании прочных комплексных соединений хелатного типа ионов металлов со специальными органическими реагентами группы аминополикарбоновых кислот — комплексонами. Среди комплексонов наибольшее практическое значение имеет этилендиаминтетрауксусная кислота (ЭДТУ, комплексон II, трилон А):



||

