

**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: очная

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
4. Методические рекомендации по подготовке к занятиям	14
4.1. Предмет и задачи химии. История развития химических знаний.....	14
4.2. Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания. Получение и свойства.....	14
4.3. Основные классы неорганических соединений: кислоты. Классификация. Получение и свойства.....	14
4.4. Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства	15
4.5. Стехиометрические законы. Химический эквивалент	16
4.6. Энергетика и направление химических процессов	17
4.7. Химическая кинетика. Катализ.....	18
4.8. Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия.....	18
4.9. Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.	18
4.10. Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.....	19
4.11. Ионное произведение воды. рН. Методы определения рН. Гидролиз солей.....	20
4.12. Качественный анализ. Аналитические группы катионов и анионов.....	21
4.13. Титриметрический анализ. Метод нейтрализации. Кривые титрования.....	21
4.14. Титриметрический анализ. Определение карбонатной жесткости воды.....	22
4.15. Титриметрический анализ. Определение содержания хлорид-ионов в питьевой воде.....	22
4.16. Строение атома и периодический закон.....	22
4.17. Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР	23
4.18. Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия.....	23
4.19. Окислительно-восстановительное титрование. Йодометрия.....	23
4.20. Химическая связь. Строение вещества	24
4.21. Комплексные соединения.....	24
4.22. Комплексонометрическое титрование. Определение общей жесткости воды.....	24

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/эс се	индивидуальн ые домашние задания (ИДЗ)	самостоятельное изучение вопросов (СИБ)	подготовка к занятиям (ПкЗ)
1	2	3	4	5	6	7
1	Предмет и задачи химии. История развития химических знаний	-	-	-	-	1
2	Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания. Получение и свойства	-	-	1	2	1
3	Основные классы неорганических соединений: Классификация. Способы получения и свойства	-	-	1	-	1
4	Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства	-	-	1	-	1
5	Стехиометрические законы. Химический эквивалент.	-	-	2	2	1
6	Энергетика и направление химических процессов	-	-	1	2	1
7	Химическая кинетика. Катализ	-	-	1	3	1
8	Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия	-	-	1	2	1
9	Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов	-	-	1	-	1
10	Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.	-	-	-	3	1
11	Ионное произведение воды, pH. Методы	-	-	-	2	1

	определения pH Гидролиз солей					
12	Качественный анализ. Аналитические группы катионов и анионов	-	-	1	2	1
13	Титриметрический анализ. Метод нейтрализации. Кривые титрования.	-	-	1	-	1
14	Титриметрический анализ. Определение карбонатной жесткости воды	-	-	1	-	1
15	Титриметрический анализ. Определение содержания хлорид-ионов в питьевой воде	-	-	-	-	1
16	Строение атома и периодический закон.	-	-	1	3	1
17	Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР	-	-	1	2	1
18	Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия	-	-	-	-	1
19	Окислительно-восстановительное титрование. Йодометрия	-	-	-	-	1
20	Химическая связь. Строение вещества	-	-	-	4	1
21	Комплексные соединения	-	-	1	2	1
22	Комплексонометрическое титрование. Определение общей жесткости воды.	-	-	-	-	1

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 энтальпии, 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 гидролизующих 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, реактивом 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 реактивом II группы катионов, в клетке «а» ставим отметку «белый». Продумайте, возможны ли реакции данного иона с другими приведенными реактивами 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
	$(NH_4)_2CO_3 +$ $NH_4Cl +$ NH_4OH	$NaOH$	$K_3[Fe(CN)_6]$	$K_4[Fe(CN)_6]$	$K[Sb(OH)_6]$	$Na_2HPO_4 +$ $NH_4Cl +$ NH_4OH	$K_2Cr_2O_7$	$H_2S + HCl$	$(NH_4)_2S +$ $NH_4Cl +$ NH_4OH	Сильный окислитель	$NH_4Cl +$ NH_4OH	$(NH_4)_2C_2O_4$

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	$\begin{array}{c} \text{O} = \text{S} = \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$
II ZnO	Амфотерный	$\text{Zn} = \text{O}$
I Na_2O	Основной	$\text{Na} - \text{O} - \text{Na}$

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОМУ ИЗУЧЕНИЮ ВОПРОСОВ

3.1. 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.

3.2. 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 дальтонидами. Для веществ кристаллических (в частности сплавов) состав может зависеть от способов получения. Такие вещества называются бертоллиды.

3.3. 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 связанной 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 обесцененности ее энергии (т.е. мера той энергии, которая не может быть превращена в работу).

3.4. 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.

Автокатализ

ускорение реакции, обусловленное накоплением конечного или промежуточного продукта, обладающего каталитическим действием в данной реакции. В более широком смысле автокатализ – самоускорение реакции, вызванное к.-л. изменением в системе из-за протекания химической реакции. Автокатализ наблюдается, например, при гидролизе сложных эфиров из-за накопления кислоты.

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

3.5. 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 каталитических 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.

3.6. 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.

3.7. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH. 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. Основным 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.

3.8 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 реактивам. Если на исследуемый раствор с большим количеством катионов последовательно действовать групповыми реактивами, 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 реактивом. Т.е аналитическая классификация катионов зависит от тех веществ, которые применяются в качестве групповых реактивов. Существуют различные классификации катионов по аналитическим группам. Наиболее распространенной является классификация, основанная на свойствах сульфидов. Такие реактивы позволяют разделить катионы на аналитические группы:

- 1 группа - Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} - группового реактива 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 , Pb , Cu^{2+} , Bi , Cd – осаждается сероводородом в кислой среде
 As , As^{3+} , 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 p-элементами и некоторыми d-элементами. Высокой способностью к образованию анионов обладают p-элементы, расположенные в правом верхнем углу периодической системы. Так как они имеют переменную степень окисления, они способны к образованию различных кислот. Большинство p-элементов образуют кислородные кислоты (серная, борная и т.д.) лишь только элементы 6 и 7 А–

подгрупп могут образовывать 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-})

3.9. Строение атома и периодический закон.

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 Ze 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.

3.10. 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.

3.11. 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.

3.12. Комплексные соединения

При изучении данного вопроса следует обратить внимание на то, что комплексные соединения (лат. *complexus* — сочетание, обхват) или координационные соединения (лат. *co* — «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.

4. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЯМ

4.1. Предмет и задачи химии. История развития химических знаний

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Химия – одна из фундаментальных наук о природе, это наука о превращениях веществ. Она изучает состав и строение веществ, зависимость свойств веществ от их состава и строения, условия и пути превращения одних веществ в другие.

Основные задачи этой науки:

1. Синтез новых веществ и композиций, необходимых для решения технических задач настоящего и будущего.
2. Увеличение роста эффективности искусственных удобрений для повышения урожайности сельскохозяйственной продукции и проблема синтеза продуктов питания из несельскохозяйственного сырья.
3. Разработка и создание новых источников энергии.
4. Охрана окружающей среды
5. Выяснение механизма важнейших биохимических процессов и их реализация в искусственных условиях.
6. Освоение огромных океанических источников сырья

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

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород со степенью окисления – 2. Различают *солеобразующие и несолеобразующие* оксиды. Из несолеобразующих оксидов (их немного) невозможно получить соли. К ним относятся, например, NO – оксид азота (II), NO₂ – оксид азота (IV), CO – оксид углерода (II). Солеобразующие оксиды делят на основные, амфотерные и кислотные.

Основные оксиды – это оксиды металлов со степенью окисления +1, +2. Например, Na₂O – оксид натрия, CaO – оксид кальция, FeO – оксид железа (II), MnO – оксид марганца (II). Основным оксидам соответствуют *основания*: NaOH, Ca(OH)₂, Fe(OH)₂, Mn(OH)₂.

Амфотерные оксиды – это соединения, которые проявляют свойства основных и кислотных оксидов. Они образованы металлами в степени окисления + 2, + 3, + 4. К ним относятся: BeO, ZnO, SnO, PbO, Al₂O₃, Cr₂O₃, Fe₂O₃, SnO₂, PbO₂, MnO₂, TiO₂ и др. Им соответствуют амфотерные гидроксиды: Be(OH)₂, Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Pb(OH)₂, Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Fe(OH)₃, Sn(OH)₂, Pb(OH)₄, Mn(OH)₄, Ti(OH)₄.

Кислотные оксиды: это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления + 6, +7. Например, CO₂ – оксид углерода (IV), N₂O₅ – оксид азота (V), Mn₂O₇ – оксид марганца (VII), CrO₃ – оксид хрома (VI). Этим оксидам соответствуют кислоты: H₂CO₃, HNO₃, HMnO₄, H₂CrO₄, H₂Cr₂O₇.

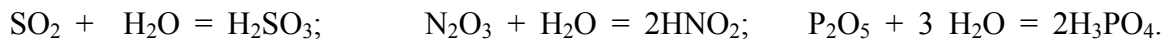
4.3. Основные классы неорганических соединений: кислоты. Классификация. Способы получения и свойства

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Кислотами называют соединения, в состав которых входят ионы водорода, способные замещаться на катионы металла, и анионы кислот (SO₄²⁻, CO₃²⁻, Cl⁻, PO₄³⁻, NO₃⁻ и т.д.).

Различают *бескислородные* и *кислородсодержащие кислоты*. *Бескислородными* кислотами являются водные растворы некоторых водородных соединений элементов (неметаллов VI, VII групп периодической системы элементов: HCl, HBr, HI, H₂S, H₂Se, H₂Te), а также HSCN, HCN.

Кислородсодержащие кислоты получают растворением кислотных оксидов в воде, поэтому их относят классу гидроксидов:



Кислородсодержащие кислоты имеют общую формулу H_xЭO_y.

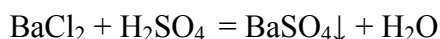
- Кислоты взаимодействуют с основными оксидами и гидроксидами. При этом образуются соль и вода:



- Кислоты реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами:



- Кислоты взаимодействуют с солями, если в результате образуется нерастворимое соединение:



- При нагревании некоторые кислородсодержащие кислоты разлагаются на воду и кислотный оксид:



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

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

При взаимодействии соединений основного характера с соединениями кислотного характера образуются соли. По составу различают следующие типы солей: *средние, кислые и основные соли*.

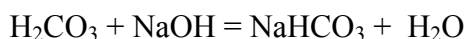
Средняя соль – это продукт полного замещения ионов водорода в молекуле кислоты ионами металла или гидроксогрупп в молекуле основания кислотными остатками. Например, Na₂S, CuSO₄.

Способы получения кислых солей

Кислая соль – продукт неполного замещения ионов водорода в молекуле многоосновной кислоты ионами металла: NaHS – гидросульфид натрия, Ca(HCO₃)₂ – гидрокарбонат кальция.

Кислые соли получают:

- действием на кислоту недостатком основания;



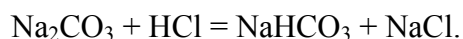
недостаток

- взаимодействием кислотного оксида с основанием:

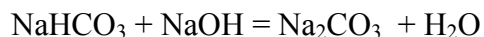


- взаимодействием средней соли с кислотой:





Для перевода кислой соли в среднюю нужно добавить раствор щелочи, чтобы связать ион водорода, присутствующий в составе кислой соли, гидроксогруппой в молекулу воды:



Способы получения основных солей

Основная соль – продукт неполного замещения гидроксогрупп в молекуле многокислотного основания кислотными остатками: MgOHCl – гидроксохлорид магния, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ – гидроксосульфат меди (II).

Основные соли получают:

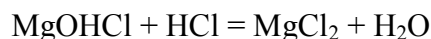
- взаимодействием основания с недостатком кислоты:



- взаимодействием средней соли с основанием того же металла:



Для перевода основной соли в среднюю нужно подействовать раствором кислоты, для того чтобы связать гидроксогруппу основной соли ионами водорода кислоты в молекулу воды:



4.5. Стехиометрические законы. Химический эквивалент.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

- *Закон сохранения массы веществ*

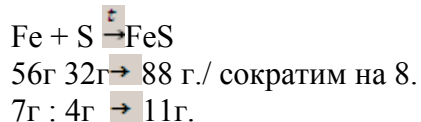
Этот закон открыт в 1756 г. русским ученым М.В. Ломоносовым.

«Масса веществ вступивших в химическую реакцию равна массе веществ получившихся в результате химической реакции».

М.В. Ломоносов прокаливал металлы в реторте (запаянный сосуд) и обнаружил, что вес веществ до и после реакции остался неизменным. Открытие этого закона способствовало развитию химии, как науки; утверждению атомно-молекулярного учения; на основании этого закона составляются уравнения химических реакций и по ним проводятся важные расчеты.

- *Закон постоянства состава веществ.* Открыт в 1779 г. Французским химиком Ж. Л. Прустом. «Состав любого химически чистого вещества постоянен независимо от способа получения и места нахождения».

Согласно этому закону вещества вступают в химические реакции в определенных массовых отношениях.



Берем $8\text{г} + 4\text{г} \rightarrow 11\text{г FeS}$ и 1г Fe в остатке.

Берем $7\text{г} + 5\text{г} \rightarrow 11\text{г FeS}$ и 1г S в остатке.

Этот закон дал химикам возможность выражать состав веществ при помощи химических формул: H_2O вода, CO_2 углекислый газ и т.д. состав веществ определяется экспериментально.

- *Закон Авогадро.* Открыт итальянским ученым Авогадро.

«в равных объёмах любых газов при одинаковых внешних условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.»

Следствие из закона Авогадра:

« 1 моль любого газа при постоянных условиях всегда занимает один и тот же объем».

«1 моль любого газа при нормальных условиях (0°C или 273°K и $P = 101,325\text{ кПа}$) занимает объем 22,4 л.»

Постоянная $V_m^{\circ} = 22,4\text{ л/моль}$ называется молярным объёмом газа при н.у.

Из закона Авогадро следует, что если объемы двух газов при постоянных условиях равны, то и равно число молекул двух газов.

$V(1\text{ газа}) = V(2\text{ газа})$ при постоянных условиях.
 $n(1\text{ газа}) = n(2\text{ газа})$ при постоянных условиях. отсюда,

$$D_{\text{газ1}} / D_{\text{газ2}} = \frac{Mr(1\text{ газа})}{Mr(2\text{ газа})}$$

D – относительная плотность одного газа по второму. При расчетах чаще всего пользуются относительными плотностями газов по водороду D_{H_2} и по воздуху $D_{\text{воздуха}}$, их определяют экспериментально и по ним вычисляют относительную молекулярную массу газа.

- Закон эквивалентов.

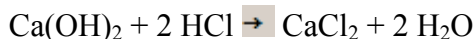
« Массы элементов и веществ, участвующих в химических реакциях, относятся друг к другу, как их эквиваленты».

Математическое выражение закона эквивалентов: $m_1 : m_2 = \varepsilon_1 : \varepsilon_2$ или $m_1 : \varepsilon_1 = m_2 : \varepsilon_2$.

Отсюда: 1) элементы и вещества участвуют в химических реакциях в одинаковых количествах их эквивалентов; 2) масса элемента или вещества в граммах, численно равная эквиваленту, называется грамм-эквивалентом.

Величина эквивалента зависит от типа и характера химической реакции, в которой участвует данный элемент или вещество.

Эквивалентом вещества называется некоторая условная частица этого вещества, которая в данной реакции соединяется с одним атомом или ионом водорода либо замещает его.



В этой реакции одному иону водорода эквивалентна условная частица, равная $\frac{1}{2}\text{Ca(OH)}_2$. Это и будет эквивалентом гидроксида кальция. Число $1/2$ носит название фактора эквивалентности: $f_{\text{эквивалента}}$. $[\text{Ca(OH)}_2] = 1/2$

Молярная масса эквивалента вещества вычисляют по формуле:

$M_{\text{эквивалента}} [\text{Ca(OH)}_2] = f_{\text{экв.}} * M = 1/2 * 74\text{ г/моль} = 37\text{ г/моль}$.

Количество вещества эквивалента – это отношение массы вещества к молярной массе эквивалента вещества.

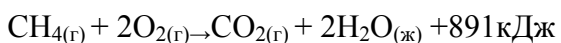
$$N_{\text{экв. (в-ва)}} = \frac{m(\text{в-ва})}{M_{\text{экв. (в-ва)}}}, \text{ если } m [\text{Ca(OH)}_2] = 100\text{ г},$$
$$\text{то } n_{\text{экв. [Ca(OH)}_2]} = \frac{100\text{ г}}{37\text{ г/моль}} = 2,7\text{ моль}.$$

4.6. Энергетика и направление химических процессов

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Одним из признаков химической реакции является выделение и поглощение теплоты, происходящее при химических превращениях одних веществ в другие. Реакции, протекающие с выделением теплоты, носят название экзотермических реакций. Реакции, протекающие с поглощением теплоты, носят название эндотермических реакций. К первым относятся, как правило, все реакции соединения, а типичными реакциями второго типа называются реакции разложения.

Тепловым эффектом химических реакций называется количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся при химической реакции. Обычно его выражают в килоджоулях (кДж).



Тепловой эффект химической реакции горения метана равен 891 кДж.

Теплота, которая выделяется или поглощается при химических реакциях является своеобразным «реагентом» или «продуктом» химической реакции, поэтому для соблюдения закона сохранения и превращения энергии, количество теплоты, сопровождающее химическую реакцию, должно быть включено в ее уравнение.

Термохимическими называются уравнения химических реакций, в которых приводятся значения тепловых эффектов.

Знак «+» перед значением теплового эффекта в правой части уравнения означает, что теплота выделяется, знак «-» « теплота поглощается.

4.7. Химическая кинетика. Катализ.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости Концентрация газов и растворенных веществ: чем она больше, тем больше скорость химических реакций. Этот вопрос изучали два норвежских ученых: К.Гульдберг и П.Вааге. В 1867 г. Они открыли закон действующих масс.

Скорость химических реакций прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Температура: В 1889 г. Шведский химик С.Аррениус установил, что с повышением температуры скорость химической реакции увеличивается. А голландский химик Я.Вант – Гофф вычислил, что при повышении температуры на каждые 10 градусов по Цельсию скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза. Эту величину назвали температурным коэффициентом скорости реакции.

Катализаторы – это вещества, которые увеличивают скорость химических реакций или меняют их направление, но сами при этом не расходуются.

Явление изменения скорости химической реакции под действием катализатора называется катализом.

Катализ бывает гомогенным и гетерогенным.

Реакции, идущие под действием катализаторов, называются каталитическими.

4.8. Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Состояние системы, при котором *скорости прямой и обратной реакции равны*, называют *химическим равновесием*. Состояние равновесия характеризуют константой равновесия (K_c).

На состояние равновесия системы влияют давление, концентрация реагирующих веществ и температура. Система может находиться в состоянии равновесия бесконечно долго. Если изменить условия его существования, равновесие будет нарушено. Со временем установится новое состояние равновесия, но с другими равновесными концентрациями. Переход из одного равновесного состояния в другое называют смещением равновесия. Качественно определить направление смещения равновесия позволяет *принцип Ле Шателье* (1884): *если находящаяся в истинном равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия*.

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

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Раствором называется гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов, которые раздроблены до размеров атомов, ионов или молекул.

Раствор состоит из растворенных веществ и растворителя, т.е. среды, в которой эти вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов. Обычно растворителем считают тот компонент, который в чистом виде существует в таком же агрегатном состоянии, что и полученный раствор (например, в случае водного раствора соли растворителем конечно, является вода). Если же оба компонента до растворения находились в одинаковом агрегатном состоянии (например, спирт и вода), то растворителем считается компонент, находящийся в большем количестве.

По агрегатному состоянию растворы бывают жидкие, твердые и газообразные. Примером жидких растворов могут быть растворы солей в воде; примером твердых – сплав никеля и меди (из которых делают разменную монету) или сплав серебра и золота; примером газообразных – смеси газов, воздух. Наибольшее значение имеют жидкие (водные) растворы.

Методы выражения концентрации растворов	Обозначение и размерность применяемых величин
<p>Массовая доля растворенного вещества – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:</p> $\omega = \frac{m_B}{m_{P-PA}} = \frac{m_B}{V \cdot \rho}$	ω – массовая доля растворенного вещества, безразмерная величина
	m_B – масса растворенного вещества, г
	m_{P-PA} – масса раствора, г
	V – объем раствора, мл
	ρ – плотность раствора, г/мл
<p>Процентная концентрация:</p> $C_{\%} = \frac{m_B}{m_{P-PA}} \cdot 100\%$	$C_{\%}$ – процентная концентрация, %
	m_B – масса растворенного вещества, г
	m_{P-PA} – масса раствора, г
<p>Молярная концентрация, или молярность, – число молей растворенного вещества в 1 дм³ (1 литр) раствора:</p> $C_M = \frac{\nu}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$	C_M – молярная концентрация, или молярность; иногда обозначают M
	V – количество (число моль) растворенного вещества, моль
	V – объем раствора, дм ³ (л)
	m_B – масса растворенного вещества, г
	M_B – молярная масса растворенного вещества, г/моль

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

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. *Электролитами* называют вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

К электролитам относятся неорганические кислоты, а также основания, амфотерные гидроксиды и соли. Они распадаются в водных растворах и расплавах на катионы (K^{n+}) и анионы (A^{m-}).

Процесс распада молекул электролитов на ионы в среде растворителя получил название *электролитической диссоциации (или ионизации)*.

Для количественной характеристики силы электролита используют понятие степени электролитической диссоциации (ионизации) – α , которая равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу молекул электролита, введенных в раствор (N):

$$\alpha = n / N.$$

Таким образом, α выражают в долях единицы.

По степени диссоциации электролиты условно подразделяют на сильные ($\alpha \approx 1$) и слабые ($\alpha < 0,3$).

Сильные электролиты

- Соли (средние, кислые, основные): $Al_2(SO_4)_3$, $NaHCO_3$, $CuOHCl$.
- Неорганические кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , $HClO_4$ и др.
- Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов: KOH , $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ и др.

Сильные электролиты диссоциируют в водном растворе практически нацело:

$$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-} \quad NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-$$

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^- \quad H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

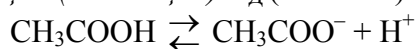
$$CuOHCl = CuOH^+ + Cl^- \quad Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$$

Слабые электролиты

- Почти все органические кислоты: CH_3COOH , $H_2C_2O_4$ и др.
 - Некоторые неорганические кислоты: H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_2SiO_3 , HNO_2 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , $HClO$ и др.
- Гидроксиды металлов основного характера (кроме щелочных и щелочноземельных) и гидроксид аммония NH_4OH .
- Амфотерные гидроксиды: $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$ и др.

Для слабых электролитов диссоциация – обратимый процесс, для которого справедливы общие законы равновесия.

Диссоциацию слабых электролитов характеризует константа равновесия, называемая *константой диссоциации (ионизации)* K_d (табл.П.3):



$$K_d = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

4.11. Ионное произведение воды. pH. Методы определения pH. Гидролиз солей.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению: $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$. Выражение для константы диссоциации имеет вид: $K_{дис} = \frac{[H^+]_{рав} \cdot [OH^-]_{рав}}{[H_2O]_{рав}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$

Значение $K_{дис}$ воды определили экспериментально по измерению удельной электропроводности при $T = 25^\circ C$. Чистая вода практически не проводит электрический ток, т.е. $\alpha_{дис}(H_2O) \ll 1$, поэтому можно принять, что

$[H_2O]_{рав} = [H_2O]_{нач}$. Рассчитаем молярную концентрацию чистой воды, зная, что 1 л воды весит 1 кг ($\rho = 1 \text{ кг/л}$):

$$C_M(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O) \cdot V(H_2O)} = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} = 55,6 \text{ моль/л.}$$

Подставим полученное значение $C_M(H_2O)$ в уравнение для $K_{рав}$:

$K_{рав} \cdot 55,6 = K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$, где K_w – ионное произведение воды.

В чистой воде $[H^+] [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$, тогда $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$.

В водных растворах кислот $[H^+] > [OH^-]$ или $[H^+] > 7 \text{ моль/л}$, среда кислая.

В водных растворах щелочей и оснований $[H^+] < [OH^-]$, $[H^+] < 7$ моль/л, среда основная или щелочная.

При растворении в воде любых по природе веществ остается неизменным - $[H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$.

Гидролиз солей - это реакция обмена ионов соли с водой, в результате которой изменяется кислотность раствора. Гидролиз – процесс обратный реакции нейтрализации. Если реакция нейтрализации процесс экзотермический и необратимый, то гидролиз – процесс эндотермический и обратимый.

При гидролизе смещается равновесие диссоциации воды вследствие связывания одного из ее ионов (H^+ или OH^-) в слабый электролит соли. При связывании ионов H^+ в растворе накапливаются ионы OH^- , реакция среды будет щелочная, а при связывании ионов OH^- накапливаются ионы H^+ - среда будет кислая.

4.12. Качественный анализ. Аналитические группы катионов и анионов.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Реакции, используемые для обнаружения отдельных химических элементов, ионов, а также функциональных групп, основанные на появлении внешнего эффекта (аналитического сигнала или эффекта) называются *качественными* или *аналитическими*. Аналитическим эффектом может быть появление (или исчезновение) осадка, окраски, выделение газов, характерной окраской пламени при внесении в него испытуемой пробы.

Вещества, с помощью которых открывают отдельные компоненты, называют *реагентами* или *реактивами*. Реактивы, используемые для разделения изучаемых ионов на аналитические группы, называют *групповыми реагентами*, а *реактивы* (и соответственно, *реакции*), применяемые для открытия отдельных ионов, - *характерными*.

Существует две классификации катионов (сероводородная и кислотно-основная) и классификация анионов.

4.13. Титриметрический анализ. Метод нейтрализации. Кривые титрования

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Титрование – непрерывно контролируемый процесс постепенного небольшими порциями добавления одного вещества к другому. Обычно добавляют вещество, количество которого можно точно измерить, т.е. концентрация которого известна. В титриметрическом анализе измеряют объем реагирующих веществ. Зная количество добавленного вещества, рассчитывают количество определяемого компонента.

Независимо от характера титрования знание точных объемов растворов двух веществ при известной концентрации одного из них – необходимое и достаточное условие успешного определения неизвестной концентрации другого.

Момент, в который при титровании добавлено строго эквивалентное количество вещества, отвечающее стехиометрическому уравнению взаимодействия, называется *точкой эквивалентности*. В этой точке реакция взаимодействия определяемого вещества с титрантом заканчивается, если она необратима.

В титриметрическом анализе для выражения концентрации пользуются нормальностью раствора и его титром.

Нормальность раствора — это количество вещества эквивалента растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора. Зная нормальность раствора и эквивалент растворенного вещества, можно рассчитать содержание растворенного вещества в любом объеме раствора.

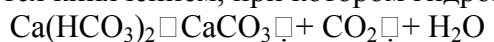
$$C(f_{\text{ЭКВ}}(X)X) = \frac{v(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)}{V_{\text{р-ра}}} ; \quad v(f_{\text{ЭКВ}}(X)X) = \frac{m}{M(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)} ; \quad C(f_{\text{ЭКВ}}(X)X) = \frac{m}{V * M(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)}$$

$m = C(f_{\text{экв}}(X)X) \cdot V \cdot M(f_{\text{экв}}(X)X)$ если объем в л.

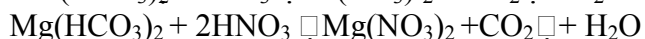
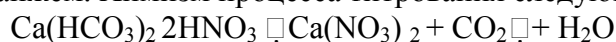
4.14. Титриметрический анализ. Определение карбонатной жесткости воды

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Жесткость воды обусловлена наличием в воде растворимых солей кальция и магния. Различают устранимую (карбонатную) жесткость и постоянную жесткость. Карбонатная жесткость зависит от содержания в воде гидрокарбонатов кальция и магния. Она почти полностью устраняется кипячением, при котором гидрокарбонаты разлагаются.



Поэтому карбонатную жесткость называют также временной. Некарбонатная жесткость вызывается присутствием в воде сульфатов, хлоридов кальция и магния. Кипячением она не устраняется и поэтому называется постоянной. Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости обуславливает общую жесткость воды. Жесткость воды вычисляется в ммоль/л, то есть она равна сумме молярных концентраций эквивалентов кальция и магния, умноженной на 1000. В сельскохозяйственной практике жесткость воды изучают, чтобы оценить возможность её применения в ирригационных целях, в животноводстве, а также в технических целях (охлаждение двигателей внутреннего сгорания тракторов, автомобилей и т.д.). Карбонатную жесткость определяют титрованием определённого объема воды рабочим раствором азотной кислоты с индикатором метилоранжем. Химизм процесса титрования следующий:



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

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

В осадительном титровании используют химические реакции, дающие практически нерастворимые, быстровыпадающие осадки постоянного состава. Применимость осадительной реакции для целей титрования определяют, задав связывания вещества А титрантом Т в осадок АТ на 99,9%. Тогда доля не связанного в осадок вещества равна 0,1%.

Известны следующие методы осадительного титрования:

Аргентометрическое титрование (аргентометрия): титрант – раствор AgNO_3 . Он образует осадки с ионами галогенидов (AgCl , AgBr , AgI), тиоцианатов (AgSCN) и цианидов (AgCN), для определения которых и используется.

Меркуриметрическое титрование (меркуриметрия): титрант – раствор $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$. Метод применяют для определения ионов галогенидов (осадки Hg_2Cl_2 , Hg_2Br_2 , Hg_2I_2), тиоцианатов (осадок $\text{Hg}_2(\text{SCN})_2$).

Сульфатометрическое титрование (сульфатометрия): титранты - растворы H_2SO_4 и BaCl_2 . Используют для определения сульфат-ионов и ионов солей бария (осадок BaSO_4).

4.16. Строение атома и периодический закон.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Атом любого химического элемента состоит из ядра положительно заряженного и оболочки электронной отрицательно заряженной. Ядро состоит из протонов и нейтронов.

Протон имеет заряд «+» и массу 1. Нейтрон электронейтрален, его масса 1.

Электрон имеет заряд «-», его масса ничтожно мала $9,1095 \cdot 10^{-28}$ г. Величина заряда атомного ядра, количество протонов в ядре и электронов в атоме определяют по порядковому номеру химического элемента. Чтобы определить количество нейтронов в ядре, необходимо от относительной массы элемента отнять порядковый номер.

Изотопы – это атомы одного химического элемента; у них одинаковый заряд атомного ядра, одинаковое число протонов в ядре и электронов в атоме, но разная масса, так как в ядре разное число нейтронов.

Периодический закон открыт Д.И. Менделеевым 1 марта 1869 года. Свойства простых тел, а также форма и свойства соединения химических элементов находятся в периодической зависимости от величин зарядов их атомных ядер.(это современное определение)

4.17. Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Окислительно – восстановительными называются такие реакции, в ходе которых у элементов, входящих в состав реагирующих веществ, у одного или нескольких элементов, изменяется степень окисления.

Окисление – это процесс отдачи электронов атомами или ионами химического элемента.

Восстановление – это процесс принятия электронов атомами или ионами химического элемента.

Вещество, в состав которого входит окисляющийся элемент, называется восстановителем.

Вещество в состав которого входит восстанавливающийся элемент, называется окислителем.

Степень окисления показывает число отданных электронов (положительная) и число принятых электронов (отрицательная) химическими элементами в ходе окислительно-восстановительной реакции.

Реакции окисления-восстановления могут протекать в различных средах (кислой, нейтральной и щелочной), при этом в зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами.

Характерным свойством азотной кислоты является ее ярко выраженная окислительная способность. Азотная кислота— один из энергичнейших окислителей. Многие неметаллы легко окисляются ею, превращаясь в соответствующие кислоты.

4.18. Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Перманганатометрия — это окислительно-восстановительный метод объемного анализа, основанный на реакциях окисления, производимых раствором перманганата калия. В зависимости от условий проведения реакций, в частности в зависимости от среды, окислительная способность KMnO_4 различна и по-разному протекают реакции взаимодействия его с восстановителями. Как известно, в кислой среде окислительная способность KMnO_4 наивысшая и продуктом восстановления являются соли двухвалентного марганца.

В объемно-аналитических определениях чаще всего применяют титрование перманганатом калия в кислой среде, так как окислительная способность его в кислой среде выше, кроме того, образуются растворимые продукты реакции.

4.19. Окислительно-восстановительное титрование. Йодометрия.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

С помощью свободного йода можно определить различные восстановители. Используя восстановительные свойства солей йодистоводородной кислоты, определяют различные окислители.

В последнем случае применяют так называемый метод замещения, Окислитель, взаимодействуя с анионом I^- , выделяет эквивалентное количество йода, выделив йода, выделившийся йод оттитровывают раствором тиосульфата натрия, т. е. не сам окислитель

титруют йодистым калием, а титруют йод, выделившийся при взаимодействии окислителя с KI. В этом суть метода замещения. Основными рабочими растворами в методе йодометрии являются растворы йода и тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

4.20. Химическая связь. Строение вещества

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты
Механизмы образования (обменный и донорно – акцепторный). Ковалентная связь осуществляется посредством общих электронных пар. Рассмотрим механизмы её образования.

1) Обменный механизм – на примере образование молекулы водорода H_2 .

Для объединения атомов в молекулы необходимы условия:

А) необходимое расстояние между атомами, соизмеримое с их размерами;

Б) электроны должны иметь антипараллельные спины.

Ковалентные связи, образуемые многовалентными атомами (кислород, азот, углерод и др.) всегда имеют пространственную направленность. Углы между связями называются валентными. Часто электроны, образующие ковалентные связи, находятся в различных состояниях: например, один в S, другой в P орбиталях. Казалось бы и ковалентные связи в молекуле должны быть неравноценными по прочности. Однако опыт показывает что, они равнозначны. Это явление объясняется гибридизацией атомных орбиталей, введенных Л. Полингом. Это выравнивание атомных орбиталей – они принимают форму ассиметричных восьмерок (гантелей) и располагаются в пространстве под определенными валентными углами. Затем происходит образование ковалентной связи с атомами других элементов: галогенов, водорода.

4.21. Комплексные соединения

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Комплексные соединения (лат. *complexus* — сочетание, обхват) или **координационные соединения** (лат. *co* — «вместе» и *ordinatio* — «упорядочение») — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому *комплексобразователем*, нейтральных молекул или других ионов, называемых *лигандами*. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

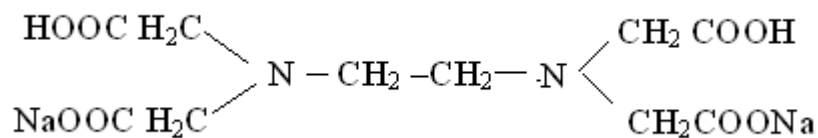
Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, в водном растворе полностью диссоциируют на комплексный малодиссоциирующий катион или анион. Комплексные соединения без внешней сферы в воде нерастворимы (например, карбонилы металлов)

Природа связи между центральным ионом (атомом) и лигандами может быть двоякой. С одной стороны, связь обусловлена силами электростатического притяжения. С другой — между центральным атомом и лигандами может образоваться связь по донорно-акцепторному механизму по аналогии с ионом аммония. Во многих комплексных соединениях связь между центральным ионом (атомом) и лигандами обусловлена как силами электростатического притяжения, так и связью, образующейся за счёт неподеленных электронных пар комплексобразователя и свободных орбиталей лигандов.

4.22. Комплексометрическое титрование. Определение общей жесткости воды

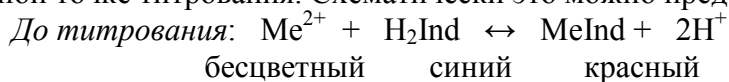
При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Чаще других комплексонов применяется так называемый комплексон III или Трилон Б, который представляет собой динатриевую соль четырехосновной этилендиаминтетрауксусной кислоты ($\text{Na}_2[\text{H}_2\text{Y}]$)

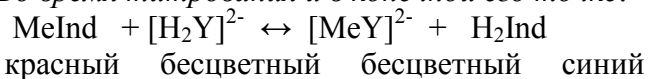


Характерной особенностью комплексонов является их способность давать с катионами многих металлов (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , Ba^{2+} и т. д.) устойчивые, растворимые в воде, внутрикомплексные соли. При образовании соли металл замещает водород карбоксильных групп и связывается координационной связью с азотом аминогрупп.

Для комплексонометрических методов применяются специальные индикаторы — чаще всего органические красители мурексид, эриохром черный и др. Краситель, применяемый в качестве индикатора, тоже должен давать с определяемым ионом комплекс, но менее устойчивый, чем комплекс с комплексоном, и имеющий другую окраску. Вследствие этого в процессе титрования индикатор выделяется в свободном виде, что вызывает изменение окраски титруемого раствора, особенно заметное в конечной точке титрования. Схематически это можно представить следующим образом:



Во время титрования и в конечной его точке:



Так как реакция сопровождается выделением ионов H^+ комплексообразование полнее идет в щелочной среде. При комплексонометрических определениях большое значение для получения правильных результатов имеет pH среды, которое создается добавлением к титруемому раствору буфера с нужным значением pH.

Общая жесткость воды обусловлена присутствием в воде катионов кальция и магния. Количественно этот показатель выражают суммой моль кальция и магния, содержащихся в 1дм^3 воды. (1 ммоль Mg^{2+} соответствует 12,16 мг; 1 ммоль Ca^{2+} соответствует 20,04 мг). В зависимости от значения общей жесткости различают следующие типы вод: очень мягкие $1,5 \text{ ммоль/дм}^3$, мягкие $1,5-3,0 \text{ ммоль/дм}^3$, среднежесткие $3,0-7,0 \text{ ммоль/дм}^3$, жесткие $7,0 - 10,0 \text{ ммоль/дм}^3$ очень жесткие — свыше $10,0 \text{ ммоль/дм}^3$.