

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

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

Неорганическая и аналитическая химия

Направление подготовки: Зоотехния

Профиль подготовки: Кормление животных и технология кормов. Диетология

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

Нормативный срок обучения: 4 года

Форма обучения: очная

СОДЕРЖАНИЕ

1. Организация самостоятельной работы	3
2. Методические рекомендации по выполнению индивидуальных домашних задания	5
2.1 Темы индивидуальных домашних заданий.....	5
2.2 Содержание индивидуальных домашних заданий.....	5
2.3 Порядок выполнения заданий.....	5
2.4 Пример выполнения задания.....	6
3. Методические рекомендации по самостоятельному изучению вопросов	9
4. Методические рекомендации по подготовке к занятиям	20

1. ОРГАНИЗАЦИЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1.1. Организационно-методические данные дисциплины

№ п.п.	Наименование темы	Общий объем часов по видам самостоятельной работы				
		подготовка а курсового проекта (работы)	подготовка реферата/эссе	индивидуальны е домашние задания (ИДЗ)	самостоятельно е изучение вопросов (СИБ)	подготовка к занятиям (ПкЗ)
1	2	3	4	5	6	7
1.	Химия в системе естественнонаучных дисциплин. Основные понятия и законы химии. Строение атома и вещества.	-	-	3,0	3,0	3,0
1.1	Предмет и задачи химии. История развития химических знаний. Стехиометрические законы	-	-	-	-	-
1.2	Строение атома и периодический закон	-	-	1,0	1,0	1,0
1.3	Химическая связь. Строение вещества	-	-	0,5	0,5	0,5
1.4	Энергетика и направление химических процессов	-	-	0,5	0,5	0,5
1.5	Химическая кинетика. Катализ.	-	-	1,0	1,0	1,0
2.	Модуль 2 Растворы. Реакции, протекающие в растворах	-	-	3,0	2,0	4,0
2.1	Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение равновесия	-	-	1,0	0,5	1,0
2.2	Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.	-	-	0,5	0,5	1,0
2.3	Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.	-	-	0,5	0,5	1,0
2.4	Ионное произведение воды, рН. Методы определения рН.	-	-	1,0	0,5	1,0
3.	Модуль 3 Гидролиз солей. ОВР. Качественный анализ	-	-	4,0	3,0	4,0

3.1	Гидролиз солей	-	-	1,0	1,0	1,0
3.2	Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР	-	-	1,0	0,5	1,0
3.3	Классификация ионов на аналитические группы. Качественные реакции на катионы и анионы	-	-	1,0	0,5	1,0
3.4	Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования	-	-	1,0	1,0	1,0
4.	Модуль 4 Методы количественного анализа	-	-	3,0	2,0	3,0
4.1	Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия	-	-	3,0	1,0	1,0
4.2	Комплексные соединения. Комплексонометрическое титрование. Определение общей жесткости воды.	-	-	-	1,0	2,0

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

2.1 Темы индивидуальных домашних заданий

1. ИДЗ-1 Способы получения средних, кислых и основных солей. Номенклатура солей.
2. ИДЗ-2 Расчет молярной массы эквивалента солей.
3. ИДЗ-3 Расчет объема газообразного вещества.
4. ИДЗ-4 Расчеты термодинамических величин по закону Гесса.
5. ИДЗ-5 Расчеты по кинетическому уравнению и уравнению Вант-Гоффа.
6. ИДЗ-6 Факторы, влияющие на смещение равновесия.
7. ИДЗ-7 Расчет концентраций солей.
8. ИДЗ-8 Гидролиз солей.
9. ИДЗ-9 Расчет константы и степени гидролиза солей.
10. ИДЗ-10 Составление уравнений ОВР.
11. ИДЗ-11 Комплексные соединения.

2.2 Содержание индивидуальных домашних заданий

№ варианта	Варианты заданий			
	Вещества			
1	KOH	Fe(OH) ₂	HCl	H ₂ SiO ₃
2	NaOH	Pb(OH) ₂	H ₂ SO ₄	HBrO
3	Ba(OH) ₂	AgOH	HClO ₄	H ₂ MnO ₄
4	Ca(OH) ₂	NH ₄ OH	H ₂ CrO ₄	HNO ₂
5	Sr(OH) ₂	CuOH	HClO ₃	H ₂ SiO ₃
6	LiOH	Mg(OH) ₂	HMnO ₄	H ₂ CO ₃
7	CsOH	Cu(OH) ₂	HNO ₃	H ₃ PO ₄
8	KOH	Zn(OH) ₂	HBr	H ₂ SO ₃
9	NaOH	Mn(OH) ₂	HI	H ₂ CO ₃
10	LiOH	Co(OH) ₂	H ₂ SO ₄	HF

2.3 Порядок выполнения заданий

Задание 1. Составьте все возможные реакции между данными вам соединениями. Дайте названия полученным солям.

Задание 2. Рассчитайте молярную массу данных веществ и солей, полученных в задании 1. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента.

Задание 3. Составьте формулу простого газообразного вещества их элемента, подчеркнутого одной чертой в варианте задания. Найдите количество вещества, количество вещества эквивалента, объем, объем эквивалента, если масса вещества равна 16 г.

Задание 4. Перепишите одно из уравнений реакции из задания 1. Рассчитайте массу полученной соли, если масса воды равна 250 г.

Задание 5. Составьте электронные и графические формулы атомов данных вам элементов. Запишите радиус атома какого из элементов больше и почему.

Задание 6. Составьте из элементов варианта молекулы веществ с различным типом химической связи.

Задание 7. Напишите, как связаны химические свойства ваших элементов (металличность или неметалличность, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства) с их электронным строением.

Задание 8. Укажите температуры плавления металлов, входящих в состав веществ вашего варианта. Чем объясняется разница температур плавления металлов? Относятся ли ваши металлы к тугоплавким?

Задание 9. Составьте реакции взаимодействия ваших металлов с кислородом, водородом, серой, водой, соляной кислотой, разбавленной и концентрированной серной и азотной кислотами, с растворами щелочей.

Задание 10. Перечислите, какие сплавы производят на основе ваших металлов. Укажите, какие свойства придает металл вашего варианта стали, если он используется в качестве легирующего элемента.

Задание 11. Запишите реакцию получения сложного газообразного вещества с участием химических элементов вашего варианта. Определите 1) как изменится скорость реакции в системе, если объем газовой фазы увеличить в 3 раза; во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на а) 20°C; б) 40°C; в) 50°C; 3) исходные концентрации газообразных веществ, если равновесные концентрации каждого газа равны 0,1 моль/л. Запишите константу равновесия.

Задание 12. Запишите обратимую химическую реакцию из простых и сложных веществ, составленных из элементов вашего варианта. Напишите константу равновесия. Предложите, изменением каких параметров (концентрация, температура, давление) можно сместить равновесие в сторону реакции образования продуктов.

Задание 13. Определите энергетический эффект и направление протекания реакции из задания №12.

Задание 14. Выберите из задания №1 любую соль. Рассчитайте массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора, если

$$m_{(в-ва)} = 20 \text{ г};$$

$$V_{(р-ра)} = 100 \text{ мл};$$

$$\rho = 1,2 \text{ г/мл}.$$

Задание 15. Составьте уравнения гидролиза солей, полученных в задании №1. Определите реакцию среды.

Задание 16. Определите pH любой соли из задания №1 при условии, что концентрация этой соли 0,1 моль/л.

Задание 17. Составьте уравнения электролиза расплава и раствора любой соли из задания №1.

Задание 18. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из металлов вашего варианта. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи, если все растворы электролитов одномолярные? Рассчитайте, чему равен ЭДС такого элемента.

2.4 Пример выполнения задания

Пример 1 Определите эквивалент цинка, если известно, что при взаимодействии 16,2 г цинка с кислотой выделяется 0,5 г водорода.

Решение. Эквивалент водорода равен 1, находим эквивалент цинка по закону эквивалентов.

$$Zn = \frac{\frac{m_{Zn}}{E_H} \cdot \frac{1}{6,2 \cdot 1}}{0,5} = 32,4$$

Пример 2. Вывести химическую формулу вещества, в котором содержится 40% Ca, 12% C и 48% O.

Решение. Обозначим формулу вещества с индексами x, y, z. $\text{Ca}_x\text{C}_y\text{O}_z$. Рассчитаем соотношение x:y:z через массовые доли элементов:

$$x:y:z = \frac{\omega(\text{Ca})}{r(\text{Ca})} : \frac{\omega(\text{C})}{r(\text{C})} : \frac{\omega(\text{O})}{r(\text{O})} = \frac{40}{40} : \frac{12}{12} : \frac{48}{16} = 1:1:3$$

Делим все полученные числа на самое маленькое число (1); x:y:z = 1:1:3.

Записываем формулу: CaCO_3 – карбонат кальция.

Пример 3 Как изменится скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, если увеличить концентрацию реагирующих веществ в 3 раза?

Решение. Дана обратимая реакция, однако в условии задачи ничего не сказано о моменте химического равновесия, следовательно речь идет лишь о скорости прямой реакции.

Считаем, что начальные концентрации реагирующих веществ $[\text{N}_2] = a$ и $[\text{H}_2] = b$. Тогда по закону действующих масс скорость реакции в начальный момент равна

$$V_1 = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3 = k \cdot a \cdot b^3$$

В результате увеличения концентраций реагирующих веществ в 3 раза они стали соответственно равны $[\text{N}_2] = 3a$ и $[\text{H}_2] = 3b$. При новых концентрациях скорость реакции стала равной

$$V_2 = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3 = k \cdot 3a \cdot (3b)^3 = k \cdot 81 \cdot a \cdot b^3$$

Сравнивая V_1 и V_2 , видим, что скорость реакции увеличилась в 81 раз:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k \cdot 81 \cdot a \cdot b^3}{k \cdot a \cdot b^3} = 81$$

Пример 4 В системе $\text{A}_{(г)} + 2\text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)}$ равновесные концентрации равны: $[\text{A}] = 0,06$ моль/л, $[\text{B}] = 0,12$ моль/л, $[\text{C}] = 0,216$ моль/л. Найти исходные концентрации веществ А и В.

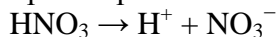
Решение. Для нахождения исходных концентраций учтем, что, согласно уравнению реакции, из 1 моль А и 2 моль В образуется 1 моль С. Поскольку по условию задачи в каждом литре системы образовалось 0,216 моль вещества С, то при этом было израсходовано 0,216 моль А и $0,216 \cdot 2 = 0,432$ моль В. Таким образом, исходные концентрации равны:

$$[\text{A}]_0 = 0,06 + 0,216 = 0,276 \text{ моль/л,}$$

$$[\text{B}]_0 = 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Пример 5. Найдите pH 0,01 н раствора азотной кислоты, считая диссоциацию полной.

Решение. Чтобы найти значение pH, необходимо знать концентрацию водородных ионов в растворе.



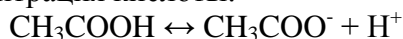
При диссоциации каждая молекула HNO_3 образует 1 ион водорода, следовательно, 1 г-экв/л азотной кислоты образует 1 г-ион/л ионов H^+ . Поэтому концентрация ионов H^+ равна нормальной концентрации кислоты

$$[\text{H}^+] = 0,01 \text{ г-ион/л} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ г-ион/л.}$$

$$\text{Поскольку } \text{pH} = -\lg[\text{H}^+], \text{ получаем } \text{pH} = -\lg 10^{-2} = 2.$$

Пример 2. Найдите pH 0,3 н раствора уксусной кислоты, если степень диссоциации α равна 1,4% (или 0,014 в долях единицы).

Решение. Уксусная кислота – слабый электролит, концентрация H^+ в растворе определяется с учетом степени диссоциации по формуле $[\text{H}^+] = C \cdot \alpha$, где C – нормальная концентрация кислоты.



$$[\text{H}^+] = C \cdot \alpha = 0,3 \cdot 0,014 = 0,0042 = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ г-ион/л.}$$

Тогда $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg (4,2 \cdot 10^{-3}) = -\lg 4,2 + 3 = -0,62 + 3 = 2,38.$

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОМУ ИЗУЧЕНИЮ ВОПРОСОВ

3.1. Закон постоянства состава. Нестехиометрические соединения. Дальтониды и бертоллиды.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Постоянства состава закон, один из основных законов химии: каждое определённое химическое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же элементов, причём отношения их масс постоянны, а относительные количества их атомов выражаются целыми числами. Например, вода содержит (по массе) 11,19% Н и 88,81% О, её молекулярная масса равна 18,016; это отвечает формуле H_2O , в которой на 2 атома Н приходится 1 атом О. Дальтониды и бертоллиды, термины, введённые Н. С. Курнаковым в 1912—14 для обозначения химических соединений постоянного состава (дальтониды) и переменного состава (бертоллиды). Термин «дальтониды» предложен в память Дж. *Дальтона*, а термин «бертоллиды» — в память К. Л. *Бертолле*. Большинство обычных химических соединений является дальтонидами; их состав удовлетворяет законам постоянства состава и кратных отношений. Многочисленные случаи образования бертоллидов открыты в металлических системах, а также среди окислов, сульфидов, карбидов, гидридов и др.

3.2. Газовые законы. Парциальное давление газа. Уравнение Менделеева-Клапейрона.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Д.И. Менделеев исследовал влияние изменения массы газа на макропараметры. Получил зависимость, которое носит название уравнение Менделеева-Клапейрона, оно же уравнение состояния идеального газа

p — давление

V — объем

T — температура

m — масса газа

M — молярная масса газа

R — молярная газовая постоянная $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$[p] = 1 \text{Па}$ $[V] = 1 \text{м}^3$ $[T] = 1 \text{К}$

$[m] = 1 \text{кг}$ $[M] = 1 \frac{\text{кг}}{\text{моль}}$ $[R] = 1 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

$$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

молярная газовая постоянная

Используя формулы химических характеристик вещества, основное уравнение возможно записать в ином эквивалентном виде.

3.3. История развития учения о строении атома. Первые модели атомов.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. На основании полученных экспериментальных данных Э. Резерфорд предложил модель атома, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра, занимающего малый объем, в котором сосредоточена основная масса атома, и отрицательно заряженных легких частиц — электронов. Такая система может быть устойчива при условии вращения электронов вокруг ядра и при этом центробежная сила вращения электронов должна быть равна электростатическому притяжению электронов к ядру. Такую модель по аналогии с солнечной системой называли планетарной.

Модель атома по Резерфорду, несмотря на недостатки, впервые дала верное представление об общем устройстве атома, но она не могла объяснить следующее:

1) устойчивости системы ядро – электрон. При движении вокруг ядра электрон должен непрерывно излучать энергию, что будет приводить к уменьшению радиуса орбиты электрона и в конечном итоге электрон должен упасть на ядро. На самом деле в отсутствие внешнего воздействия атом не излучает энергию;

2) линейчатой природы спектра атомов. Согласно предложенной модели радиус орбиты электрона должен непрерывно уменьшаться, что должно приводить к сплошному спектру. Но изучение спектров атомов показало, что они имеют линейчатую природу. Этот факт указывает на то, что электроны излучают и поглощают энергию не непрерывно, а отдельными порциями («квантами»).

3.4. Атомные спектры. Постулаты Бора.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Первая попытка построить качественно новую - квантовую - теорию атома была предпринята в 1913 г. датским физиком Нильсом Бором (1885--1962). Он поставил перед собой цель связать в единое целое эмпирические закономерности линейчатых спектров, ящерицу модель атома Резерфорда и квантовый характер излучения и поглощения света. В основу своей теории Бор положил два постулата.

Первый постулат Бора (постулат стационарных состояний): в атоме существуют стационарные (не изменяющиеся со временем) состояния, в которых он не излучает энергии. Стационарным состояниям атома соответствуют стационарные орбиты, по которым движутся электроны. Движение электронов по стационарным орбитам не сопровождается излучением электромагнитных волн.

В стационарном состоянии атома электрон, двигаясь по круговой орбите, должен иметь дискретные квантованные значения момента импульса, удовлетворяющие условию

$$m_e v r_n = n \hbar \quad (n = 1, 2, 3, \dots),$$

где m_e - масса электрона, v - его скорость по n -й орбите радиуса r_n ,

$$\hbar = h/(2\pi).$$

Второй постулат Бора (правило частот): при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую излучается (поглощается) один фотон с энергией

$$h\nu = E_n - E_m,$$

равной разности энергий соответствующих стационарных состояний (E_n и E_m - соответственно энергии стационарных состояний атома до и после излучения (поглощения)). При $E_m < E_n$ происходит излучение фотона (переход атома из состояния с большей энергией в состояние с меньшей энергией, т. е. переход электрона с более удаленной от ядра орбиты на более близлежащую), при $E_m > E_n$ - его поглощение (переход атома в состояние с большей энергией, т. е. переход электрона на более удаленную от ядра орбиту). Набор возможных дискретных частот $\nu = (E_n - E_m)/h$ квантовых переходов и определяет линейчатый спектр атома.

3.5. Предпосылки возникновения периодического закона. Значение открытия периодического закона.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

По мере возрастания числа открытых химических элементов возникла необходимость их классификации и систематизации. Первую попытку сделал еще в конце XVIII века А.Лавуазье, выделив 4 класса: газы и флюиды (свет и тепло), металлы, неметаллы, «земли» (оказавшиеся оксидами). Эта классификация положила начало многим другим попыткам.

В 1817 году немецкий ученый И.Доберейнер располагает все известные элементы отдельными триадами: 1) Li, Na, K; 2) Ca, Sr, Ba; 3) P, As, Sb; 4) S, Se, Te; 5) Cl, Br, J; и

обнаруживает интересную закономерность: масса атома среднего элемента равна среднеарифметическому из масс крайних элементов, например: $ArNa = (ArLi + ArK)/2 = (6,94 + 39,1)/2 = 23$.

Эта закономерность занимала умы многих химиков, и в 1857 году Ленсеен 60 известных к тому времени элементов располагает в 20 триад. Многие ученые понимали, что элементы связаны каким-то, пока неясным внутренним родством, однако причины открытых закономерностей не выявлялись.

Помимо таблиц с горизонтальным и вертикальным расположением элементов, были предложены и другие. Так, например, французский химик Шанкуртуа располагает 50 элементов по винтовой линии на поверхности цилиндра, помещая их на линии, в соответствии с атомным весом. Т.к. система заканчивалась теллуром, то эту систему называли “теллутовый винт”. Многие сходные элементы на цилиндре оказались друг под другом по вертикалям. Это построение графически правильно выражало идею диалектического развития материи.

Интересно, что из его “винта” впервые выявилась аналогия, между водородом и галогенами, лишь недавно ставшая общепризнанной

Замеченная ученым периодическая повторяемость не нашла развития в нижней части цилиндра, где никакой аналогии по вертикали не наблюдалось.

В 1864-1865 годах появились две новые таблицы: английского ученого Дж.Ньюлендса и немецкого ученого Л.Мейера.

3.6. Исторические предпосылки развития теории строения вещества.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Понятие атом (греч. «atomos» – неделимый) ввел Демокрит. У Демокрита атомы выступают в роли первоначала. Они неделимы, различаются по величине, весу, форме и находятся в вечном движении. После Демокрита **учение об атомах** было на много веков забыто. Возродил атомистическую теорию английский физик и химик Джон Дальтон. Он основывался на открытых в то время законах химии и экспериментальных данных о строении вещества. Таким образом, установил, что атомы одного элемента имеют одинаковые свойства, а разных элементов – различаются по свойствам. Дальтон ввел важную характеристику атома – атомную массу и для очень многих элементов были установлены ее относительные значения. В своем **атомно-молекулярном учении** Дальтон дает характеристику атому: «Атом неделим, вечен и неразрушим».

О сложности устройства атома свидетельствуют экспериментальные открытия, сделанные в науке на рубеже конца 19-начала 20 века.

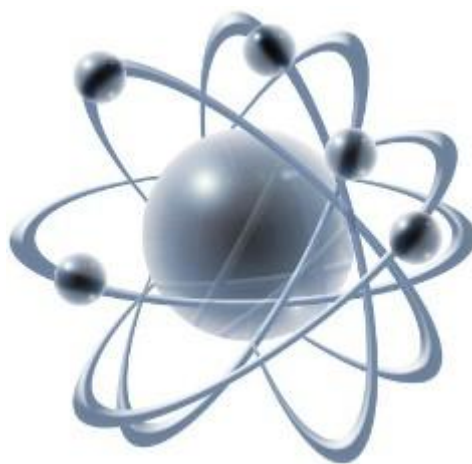
В 1879 году Крукс открыл катодные лучи, представляющие собой поток электронов в вакуумированной трубке, содержащей катод и анод. Английский физик Джозеф Томпсон назвал частицы катодных лучей электронами.

Русский ученый Столетов открыл явление фотоэффекта – испускания металлом электронов под действием падающего на него света.

Значимым стало открытие Рентгеном «Х»-лучей, позже названных рентгеновскими в честь ученого. Эти лучи представляют собой электромагнитное излучение подобное свету с гораздо более высокой частотой, испускаемой при действии на них катодных лучей.

Большой вклад в развитие представлений об элементарных частицах внесли французский физик Антуан Анри Беккерель и супруги Кюри, открыв явление радиоактивности. Радиоактивность – это явление самопроизвольного превращения одного химического элемента в другой, сопровождаемое испусканием электронов или других частиц и рентгеновского излучения.

Эти экспериментальные данные свидетельствуют о том, что атом – сложноустроенная система.



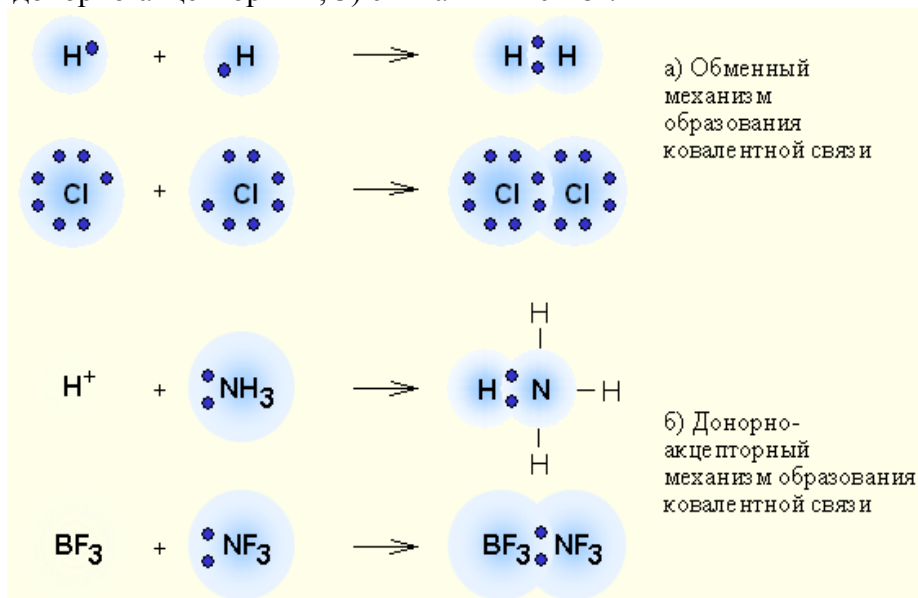
Атомно-молекулярное учение в химии

Одной из первых моделей строения атома явилась модель английского физика Джозефа Томсона, предложенная им в 30е гг. 19 века, – так называемый «пудинг с изюмом»: атом представляет собой сферу положительного электричества с вкрапленными электронами.

Для проверки этой модели в 1899-1911 гг. английский физик Эрнест Резерфорд провел опытные исследования и сформулировал планетарную (ядерную) теорию строения атома. Согласно этой модели, в центре атома находится очень маленькое ядро, размеры которого приблизительно в 100'000 раз меньше размеров самого атома. В ядре сосредоточена практически вся масса атома. Оно имеет положительный заряд. Вокруг ядра движутся электроны, заряженные отрицательно. Их число определяется зарядом ядра.

3.7. Свойства молекул с различным типом связи.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая, водородная. Ковалентная связь классифицируется: 1) полярная и неполярная; 2) по механизму образования связи – обменный и донорно-акцепторный; 3) сигма- и пи-связь.

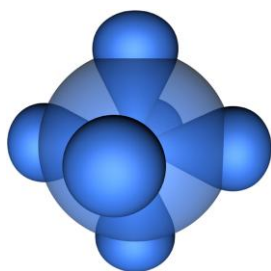


Обменный (а) и донорно-акцепторный (б) механизмы образования ковалентной связи

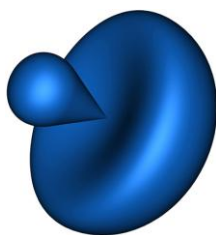
Гибридизация атомных орбиталей – изменение формы и энергии орбиталей атома при образовании ковалентной связи для достижения более эффективного перекрывания орбиталей.

Так, при образовании молекулы метана в присоединении атомов водорода участвуют 1 s-электрон и 3 p-электрона внешнего энергетического уровня атома углерода

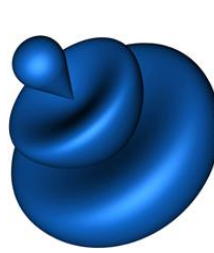
(рис. 3.2.), следовательно, химические связи должны быть неравноценными по прочности и длине. Однако опыт показывает, что в молекулах, содержащих центральные атомы с различными валентными орбиталями, все связи равноценны. Это объясняется явлением *гибридизации*.



Модель внешнего энергетического уровня атома углерода



Гибридная орбиталь за счет комбинации *s*- и *p*-орбиталей. Гибридная орбиталь больше вытянута по одну сторону ядра, чем по другую.



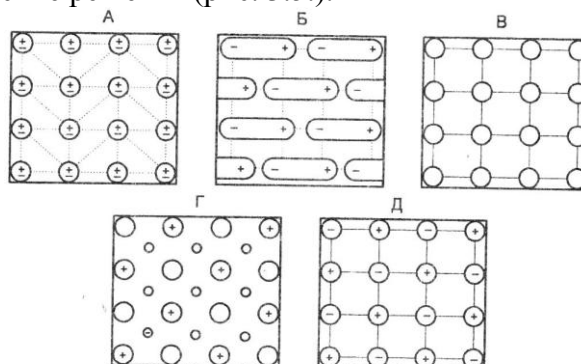
. Возможные формы гибридной орбитали, образованной за счет гибридизации *s*-, *p*-, и *d*-атомных орбиталей. Форма этой орбитали зависит от магнитного квантового числа, характеризующего орбиталь.



3.8. Типы кристаллических решеток.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Кристаллы – это физические тела, частицы которых образуют кристаллическую решетку, обладают симметрией атомной структуры и анизотропией (неодинаковость свойств среды по различным направлениям внутри этой среды) некоторых физических свойств.

В зависимости от природы частиц кристалла различают ионные, атомные, молекулярные и металлические решетки (рис. 3.5.).



Типы кристаллических решеток.

А, Б – молекулярные неполярная и полярная решетки; В, Г, Д – атомная, металлическая и ионная решетки.

3.9. Водородная связь.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Водородная связь по своему характеру является, по-видимому, электростатической; она образуется вследствие притяжения ковалентно связанного протона свободными электронами атома другой молекулы. При этом протон находится не посередине между связываемыми им атомами (даже если они одинаковы), а ближе к тому атому, с которым он связан ковалентно.

3.10. Внутренняя энергия системы

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Внутренняя энергия включает в себя энергию всевозможных видов движений внутри

системы и энергию взаимодействия всех ее частиц. Из формулы
$$U = \frac{m}{M} \frac{1}{2} R T$$
 видно, что

внутренняя энергия идеального газа зависит только от его температуры, следовательно, является однозначной функцией состояния системы. Значение U в каком-либо состоянии системы не зависит от того, каким образом система пришла в это состояние. Иначе говоря, изменение внутренней энергии ΔU_{1-2} при переходе системы из состояния 1 в состояние 2 не зависит от вида процесса перехода и равно разности значений U в этих состояниях $\Delta U_{1-2} = U_2 - U_1$. Поэтому если в результате какого-либо процесса система возвращается в исходное состояние, то изменение ее внутренней энергии равно нулю: $\oint dU = 0$. Следовательно, элементарное изменение внутренней энергии является полным дифференциалом.

3.11. Свободная и связанная энергия системы.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. *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). В термодинамике есть еще понятие – *энергетическая потеря в изолированной системе*:

$$\Pi = T_{\text{мин}} \Delta S,$$

где $T_{\text{мин}}$ – температура окружающей среды.

3.12. Порядок и молекулярность реакции.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Молекулярность реакции – это минимальное число молекул, участвующих в элементарном химическом процессе. По молекулярности элементарные химические реакции делятся на молекулярные ($A \rightarrow$) и бимолекулярные ($A + B \rightarrow$); тримолекулярные реакции встречаются чрезвычайно редко.

Если реакция протекает последовательно через несколько гомогенных или гетерогенных элементарных стадий, то суммарная скорость всего процесса определяется самой медленной его частью, а молекулярность заменяется порядком реакции – формальным показателем при концентрации реагирующих веществ. Поэтому весь процесс в целом лучше характеризует порядок реакции.

Порядок реакции по данному веществу — показатель степени при концентрации этого вещества в кинетическом уравнении реакции.

3.13. Цепные и фотохимические реакции.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Цепные реакции представляют собой обширный класс процессов, имеющих большое практическое значение (горение, крекинг нефти, производство пластических масс – полимеров, атомная энергетика). В большинстве фотохимических реакций получаемая молекулой энергия превышает типичные энергии активации темновых (термических) реакций и может даже превосходить энергию разрыва химических связей. Тем не менее многие фотохимические реакции отличаются высокой избирательностью, что связано с особенностями электронного строения возбужденного состояния.

3.14. Автокатализ.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Катализ — процесс, заключающийся в изменении скорости химических реакций в присутствии веществ, называемых катализаторами. Каталитические реакции — реакции, протекающие в присутствии катализаторов.

Положительным называют катализ, при котором скорость реакции возрастает, отрицательным (ингибированием) — при котором она убывает. Примером положительного катализа может служить процесс окисления аммиака на платине при получении азотной кислоты. Примером отрицательного — снижение скорости коррозии при введении в жидкость, в которой эксплуатируется металл, нитрита натрия, хромата и дихромата калия.

3.15. Ферментативный катализ.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Ярким примером ферментативного процесса может служить фотосинтез. Фотосинтез — это синтез зелеными растениями органических веществ (углеводов, белков, жиров) из углекислого газа, воды и минеральных солей с помощью энергии солнечного света и соответствующих ферментов.

Ферменты (энзимы) — белки или комплексы белков с низкомолекулярными соединениями, которые катализируют химические реакции в биологических системах.

Каталитическое действие ферментов связано с образованием промежуточного соединения одного из исходных веществ с ферментом, которое затем, после взаимодействия со вторым исходным веществом превращается в конечный продукт реакции. На последней стадии этого цикла происходит регенерация фермента.

Ферменты могут быть выделены из живых организмов и в ряде случаев получены в виде индивидуальных химических соединений.

3.16. Ингибиторы химического процесса.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Ингибиторы химические, вещества, тормозящие разнообразные химические реакции; находят широкое применение для предотвращения или замедления нежелательных процессов, например коррозионного разрушения металлов, окисления топлив, смазочных масел и пищевых продуктов, полимеризации, старения полимеров (см. Стабилизаторы полимерных материалов) и др. Характерной особенностью ингибиторов химических является эффективность их в малых концентрациях — от тысячных долей % до нескольких %. Эффективность ингибирования зависит от природы ингибитора химического и характера ингибируемой реакции, а также от количества ингибитора химического, времени его введения в реакционную среду, температуры, содержания других веществ, влияющих на эффективность ингибитора.

3.17. Фазовые равновесия.

Так как со временем концентрации веществ уменьшается, то и скорость прямой реакции тоже уменьшается.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Рано или поздно будет достигнуто состояние, при котором скорости прямой и обратной реакций станут равными $V_{\rightarrow} = V_{\leftarrow}$.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют химическим равновесием.

3.18. Обратимые реакции в биологических системах.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Химические реакции, протекающие в одном направлении, называют необратимыми.

Большинство химических реакций являются обратимыми. Это значит, что при одних и тех же условиях протекают и прямая, и обратная реакции (особенно если речь идет о замкнутых системах).

3.19. Закон разбавления Оствальда.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Степень диссоциации ($\alpha_{\text{дис}}$) и константа диссоциации ($K_{\text{дис}}$) слабого электролита количественно связаны между собой. Выведем уравнение этой связи на примере слабой одноосновной кислоты типа HAn.

Из уравнения $\text{HAn} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{An}^-$ видно, что из одной молекулы кислоты в растворе в результате диссоциации появляется один катион (H^+) и один анион (An^-). Зная, какая часть электролита в растворе продиссоциировала, можно рассчитать концентрацию ионов в растворе. Пусть концентрация кислоты в растворе равна $C_{\text{м}}$ (моль/л), степень диссоциации кислоты в этом растворе - $\alpha_{\text{дис}}$, тогда:

Концентрация кислоты, которая продиссоциировала - $C_{\text{м дис}}(\text{HAn}) = \alpha_{\text{дис}} C_{\text{м}}(\text{HAn})$

Концентрация ионов в растворе - $C_{\text{м}}(\text{H}^+) = C_{\text{м дис}}(\text{HAn}) = \alpha C_{\text{м}}(\text{моль/л})$,

$C_{\text{м}}(\text{An}^-) = C_{\text{м дис}}(\text{HAn}) = \alpha_{\text{дис}} C_{\text{м дис}}(\text{моль/л})$.

Часть концентрации кислоты, которая не продиссоциировала и находится в растворе в молекулярной форме:

$C_{\text{м}}(\text{мол}) = C_{\text{м}}(\text{HAn}) - C_{\text{м дис}}(\text{HAn}) = C_{\text{м}}(\text{HAn}) - \alpha_{\text{дис}} C_{\text{м}}(\text{HAn}) = (1 - \alpha_{\text{дис}}) C_{\text{м}}$.

Тогда запишем выражение для $K_{\text{рав}}$ с учетом сделанных вычислений:

$$K_{\text{дис}} = \frac{C_{\text{м}}(\text{H}^+) \cdot C_{\text{м}}(\text{An}^-)}{C_{\text{м}}(\text{мол})} = \frac{(\alpha_{\text{дис}} C_{\text{м}}) \cdot (\alpha_{\text{дис}} C_{\text{м}})}{(1 - \alpha_{\text{дис}}) C_{\text{м}}} = \frac{(\alpha_{\text{дис}})^2 (C_{\text{м}})^2}{(1 - \alpha_{\text{дис}}) C_{\text{м}}} = \frac{(\alpha_{\text{дис}})^2 C_{\text{м}}}{(1 - \alpha_{\text{дис}})}$$

Для слабых электролитов $\alpha_{\text{дис}} \ll 1$, поэтому уравнение для $K_{\text{дис}}$ можно упростить:

$$K_{\text{дис}} = \alpha_{\text{дис}}^2 C_{\text{м}}$$

Это выражение носит название **закона разбавления Оствальда** и определяет зависимость $\alpha_{\text{дис}}$ от концентрации **слабого** электролита в растворе: $\alpha_{\text{дис}} = (K_{\text{дис}} / C_{\text{м}}(\text{HAn}))^{1/2}$.

Из уравнения видно, при уменьшении концентрации слабого электролита в растворе, степень диссоциации его увеличивается. Для многоосновных кислот по закону разбавления Оствальда степень диссоциации рассчитывается для каждой ступени отдельно.

3.20. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Согласно теории Бренстеда—Лоури, кислотами называют вещества, отдающие протоны, а основаниями — вещества, принимающие протоны. Протон не может существовать в растворе самостоятельно, он должен быть принят основанием, поэтому, чтобы кислота могла отдать протон, необходимо присутствие основания, к которому протон переходит. Таким образом, возникают кислотно – основные пары, которые называют сопряженными. Следовательно, каждая кислота имеет сопряженное с ней основание и каждое основание – сопряженную с ним кислоту.

Реакция отдачи Протона выражается схемой:

Кислота1 \leftrightarrow основание1 + H^+ .

3.21. Кислоты и основания Льюиса.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Сила кислот и оснований Льюиса определяется константой равновесия K образования продукта нейтрализации АВ:

$$K = \dots (3.2)$$

В бренстедовских кислотно-основных реакциях основания всегда координируются с протоном. Если же данная молекула или анион координируется с одной из миллионов возможных кислот Льюиса, то эта молекула или ион уже считаются основанием Льюиса. Таким образом, основность по Бренстеду можно определить как частный случай основности по Льюису, в котором основания образуют связь с протоном.

Кислоты Льюиса можно разделить на классы в зависимости от того, с каким атомом кислоты координируется основание. Например, BF_3 можно считать бор-кислотой (В-кислотой), поскольку реагирующее основание образует связь с бором. Когда *трет*-бутильный катион координируется с хлорид-ионом и дает *трет*-бутилхлорид, его можно

считать С-кислотой. Ион нитрония (NO_2^+) в большинстве реакций действует как N-кислота и т.д.

Кислоты Льюиса	BF_3 В-кислота	$(\text{CH}_3)_3\text{C}^+$ С-кислота	NO_2^+ N-кислота	CH_3O^+ О-кислота
Кислоты Бренстеда		CH_3NO_2 СН-кислота	CH_3NH_3^+ NH-кислота	CH_3OH ОН-кислота

Сила основания В, определяемая константой равновесия в уравнении (3.2), естественно, зависит от природы кислоты А. Это связано с тем, что энергия взаимодействия зависит от относительного положения уровней ВЗМО основания и НСМО кислоты (разд. 2.3.4, гл. 2), а положение этих уровней связано с электроотрицательностью данного элемента. Так, сила основания в реакции с С-кислотами (карбокатионами) называется основностью по углероду, в реакции с BF_3 - основностью по бору и т.д. Следует ожидать, что основность, например, по углероду, для данного основания не будет постоянной для всех С-кислот; $K_{\text{в}}$ в уравнении (3.2) должна, может быть, и в небольшой степени, но все же изменяться при изменении карбокатиона, с которым координируется основание. Следовательно, нужно различать и основность по CH_3^+ , C_6H_5^+ , $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{C}^+$, $\text{CH}_3\text{-C}^+=\text{O}$ и т.д.

Аналогично кислотам, основания Льюиса (и Бренстеда) можно классифицировать как С- (например, CN^-), N- или О-основания.

Для органической химии наиболее важное значение имеют С-кислоты, т.е. карбокатионы, и С-основания, т.е. карбанионы. Эти, как правило нестабильные частицы образуются в качестве интермедиатов во многих реакциях и будут подробно рассматриваться в данной и последующих главах.

3.22. Буферные системы

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Буферные системы — это биологические жидкости организма. Их защитная роль в поддержании нормального рН крови чрезвычайно велика.

Любая буферная система представляет собой смесь слабой кислоты и ее соли, образованной сильным основанием. Попадание в плазму сильной кислоты вызывает реакцию буферных систем, в результате которой сильная кислота превращается в слабую. То же происходит и при действии на биологические жидкости сильного основания, которое после взаимодействия с буферными системами превращается в слабое основание. В результате указанных процессов изменения рН либо не наступают, либо являются минимальными.

3.23. Значение гидролиза солей в природе, быту, сельскохозяйственном производстве.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Основные особенности гидролиза, который приводит к образованию слабого электролита. Характеристика гидролиза солей в водном растворе. Значение гидролиза в химическом преобразовании земной коры. Развитие гидролиза в народном хозяйстве и в жизни человека.

3.24. Окислительно-восстановительные процессы в природе. Фотосинтез, дыхание, брожение.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Обязательным условием существования любого организма является постоянный приток питательных веществ и постоянное выделение конечных продуктов химических реакций, происходящих в клетках. Поступившие в клетки органические вещества (или синтезированные в ходе фотосинтеза) расщепляются на строительные блоки - мономеры и направляются во все клетки организма. Часть молекул этих веществ расходуется на синтез

специфических органических веществ, присущих данному организму. В клетках синтезируются белки, липиды, углеводы, нуклеиновые кислоты и другие вещества, которые выполняют различные функции (строительную, каталитическую, регуляторную, защитную и т. д.).

Другая часть низкомолекулярных органических соединений, поступивших в клетки, идет на образование АТФ, в молекулах которой заключена энергия, предназначенная непосредственно для выполнения работы. Энергия необходима для синтеза всех специфических веществ организма, поддержания его высокоупорядоченной организации, активного транспорта веществ внутри клеток, из одних клеток в другие, из одной части организма в другую, для передачи нервных импульсов, передвижения организмов, поддержания постоянной температуры тела (у птиц и млекопитающих) и для других целей.

В ходе превращения веществ в клетках образуются конечные продукты обмена, которые могут быть токсичными для организма и выводятся из него (например, аммиак). Таким образом, все живые организмы постоянно потребляют из окружающей среды определенные вещества, преобразуют их и выделяют в среду конечные продукты.

3.25. Окислительно-восстановительные процессы в промышленности: электролиз. Законы электролиза.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Чтобы определить, какой из возможных процессов действительно будет иметь место, нужно руководствоваться нижеследующими правилами. Для восстановительного процесса, протекающего на катоде:

1. в водных растворах, содержащих катионы металлов, имеющих больший стандартный электродный потенциал, чем у водорода (от Cu^{2+} до Au^{3+}), восстанавливаются ионы металлов;
2. катионы металлов с малым потенциалом (от Li^+ до Al^{3+} включительно), не восстанавливаются на катоде, вместо них восстанавливаются молекулы воды;
3. катионы металлов с потенциалом, меньшим, чем у водорода, но большим, чем у алюминия (от Al^{3+} до H^+), при электролизе на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

Если же водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе восстановление этих металлов на катоде протекает в порядке уменьшения алгебраической величины стандартного электродного потенциала соответствующего металла. Для того, чтобы узнать его, нужно обратиться к электрохимическому ряду напряжений металлов.

Если анод нерастворимый, т.е. инертный (уголь, графит, платина, золото), то в процессе электролиза сначала окисляются анионы бескислородных кислот (кроме плавиковой), затем молекулы воды (с выделением кислорода), и только в последнюю очередь — солей кислородсодержащих кислот и фторидов. При электролизе растворов щелочей идет окисление гидроксид-ионов.

Если анод растворимый (железо, медь, цинк, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то независимо от природы аниона всегда идет окисление металла анода.

При отдаче электронов смещается равновесие между электродом и раствором, и анод растворяется.

3.27. Классы комплексных соединений.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Классификация комплексных соединений. Комплексные соединения очень разнообразны по строению и свойствам. Системы их классификации основываются на различных принципах: 1. По характеру электрического заряда различают катионные, анионные и

нейтральные комплексы.

Комплекс с положительным зарядом называют катионным, например $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, с отрицательным зарядом – анионным, например $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$, с нулевым зарядом – нейтральным, например $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.

2. По типу лигандов различают:

А. Аквакомплексы или гидраты – комплексные соединения, в которых лигандами являются молекулы воды. Например: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексааквахрома (III); $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ – хлорид гексааквакобальта (II).

Б. Аммиакаты – комплексные соединения, в которых лигандами являются молекулы аммиака (NH_3 -). Например:

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминцинка;

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – хлорид диамминсеребра (I).

В. Карбонилы металлов – комплексные соединения, в которых лигандами служат молекулы оксида углерода (II). Например, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонилжелезо.

Г. Ацидокомплексы – комплексные соединения, в которых лигандами являются кислотные остатки - анионы каких-либо кислот (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.). К ацидокомплексам относятся двойные соли и гидроксокомплексы (у них лиганд гидроксид – ион OH^-).

Между этими классами существуют переходные ряды, которые включают комплексы с различными лигандами. Например: $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлоротриамминплатинат (II) калия.

3. По химическим свойствам различают кислоты, основания, соли, неэлектролиты:

а) кислоты, например:

$\text{H}[\text{AuCl}_4]$ – тетрахлороаурат (III) водорода;

$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат (IV) водорода;

б) основания, например:

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ – гидроксид тетраамминмеди (II);

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ – гидроксид диамминсеребра;

в) соли, например:

$\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ – гексагидроксоалюминат калия;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексааквахрома (III);

г) неэлектролиты, например, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – дихлородиамминплатина.

3.28. Устойчивость комплексных соединений в растворе.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности. Ионы внешней сферы соединены с комплексом ионной связью, поэтому в водных растворах они легко отщепляются: $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{SO}_4^{2-} + [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

Этот процесс называется *первичной диссоциацией*. Внутренняя сфера в зависимости от прочности также способна диссоциировать на комплексообразователь и лиганды:

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$ – это *вторичная диссоциация*. Она аналогична диссоциации слабых

электролитов и характеризуется константой равновесия: $K_{\text{рав.}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}}$

константа равновесия может служить мерой прочности комплекса: чем менее стоек комплекс, тем больше концентрация простых ионов или молекул Fe^{2+} и H_2O , тем больше численное значение константы. Поэтому константу равновесия,

называют *константой нестойкости комплекса*. Величина, обратная константе нестойкости, называется константой устойчивости:

$$K_{\text{уст.}} = \frac{1}{K_{\text{рав.}}} = \frac{[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}}{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}.$$

4. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

ПО ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЯМ

4.1 Лабораторная работа на тему: «Строение атома и периодический закон»

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Основываясь на открытии Дж. Томсоном в 1897 г. электрона, английский физик Э. Резерфорд в 1911 г. предположил, что атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него по круговым орбитам электронов. При этом положительный заряд ядра нейтрализуется суммарным отрицательным зарядом электронов, что делает атом в целом электронейтральным. Резерфорд экспериментально доказал, что *заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе*.

Только тогда удалось объяснить причину нарушения порядка следования элементов в таблице Менделеева (аргон впереди калия, кобальт впереди никеля, а теллур впереди иода). Перечисленные элементы оказались расставлены в соответствии с изменением зарядов их ядер. Таким образом, оказалось, что основной величиной, от которой зависят свойства элемента является заряд ядра. Отсюда следует и современная формулировка периодического закона Менделеева:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда их ядер.

4.2 Лабораторная работа на тему: «Химическая связь. Строение вещества»

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Химическая связь

Все взаимодействия, приводящие к объединению химических частиц (атомов, молекул, ионов и т. п.) в вещества делятся на химические связи и межмолекулярные связи (межмолекулярные взаимодействия).

Химические связи - связи непосредственно между атомами. Различают ионную, ковалентную и металлическую связь.

Межмолекулярные связи - связи между молекулами. Это водородная связь, ион-дипольная связь (за счет образования этой связи происходит, например, образование гидратной оболочки ионов), диполь-дипольная (за счет образования этой связи объединяются молекулы полярных веществ, например, в жидком ацетоне) и др.

Ионная связь - химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов. В бинарных соединениях (соединениях двух элементов) она образуется в случае, когда размеры связываемых атомов сильно отличаются друг от друга: одни атомы большие, другие маленькие - то есть одни атомы легко отдают электроны, а другие склонны их принимать (обычно это атомы элементов, образующих типичные металлы и атомы элементов, образующих типичные неметаллы); электроотрицательность таких атомов также сильно отличается.

Ионная связь ненаправленная и не насыщаемая.

Ковалентная связь - химическая связь, возникающая за счет образования общей пары электронов. Ковалентная связь образуется между маленькими атомами с одинаковыми или близкими радиусами. Необходимое условие - наличие неспаренных электронов у обоих связываемых атомов (обменный механизм) или неподеленной пары у одного атома и свободной орбитали у другого (донорно-акцепторный механизм).

Металлическая связь - химическая связь, образованная за счет обобществления валентных электронов всех связываемых атомов металлического кристалла. В результате образуется единое электронное облако кристалла, которое легко смещается под действием электрического напряжения - отсюда высокая электропроводность металлов.

Водородная связь - межмолекулярная связь, образованная за счет частичного акцептирования пары электронов высокоэлектроотрицательного атома атомом водорода

с большим положительным частичным зарядом. Образуется в тех случаях, когда в одной молекуле есть атом с неподеленной парой электронов и высокой электроотрицательностью (F, O, N), а в другой - атом водорода, связанный сильно полярной связью с одним из таких атомов.

Строение вещества

По типу строения все вещества делятся на молекулярные и немолекулярные. Среди органических веществ преобладают молекулярные вещества, среди неорганических - немолекулярные.

По типу химической связи вещества делятся на вещества с ковалентными связями, вещества с ионными связями (ионные вещества) и вещества с металлическими связями (металлы).

4.3 Лабораторная работа на тему: «Энергетика и направление химических процессов»

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Энергетические эффекты химических реакций изучает термохимия. Данные об энергетических эффектах используются для выяснения направленности химических процессов, для расчета энергетических балансов технологических процессов и т.д. С их помощью можно рассчитать температуру горения различных веществ и материалов, температуру пожаров и т.п.

Состояние системы (вещества или совокупности рассматриваемых веществ) описывают с помощью ряда параметров состояния – t , p , m . Для характеристики состояния системы и происходящих в ней изменений важно знать также изменение таких свойств системы, как ее внутренняя энергия U , энтальпия H , энтропия S , энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал) G . По изменению этих свойств системы можно судить, в частности, об энергетике процессов.

Химические реакции обычно протекают при постоянном объеме $V = \text{const}$, $DV = 0$ (например, в автоклаве) или при постоянном давлении $p = \text{const}$ (например, в открытой колбе), т.е. является соответственно изохорными или изобарными процессами.

Энергетический эффект химического процесса возникает за счет изменения в системе внутренней энергии U или энтальпии H . Внутренней энергией системы называют энергию всех видов движения и взаимодействия тел или частиц, составляющих систему (кинетическая энергия межмолекулярного взаимодействия, вращательная энергия, колебательное движение атомов и групп в молекуле, энергия взаимодействия электронов между собой и с ядрами).

4.4 Лабораторная работа на тему: «Химическая кинетика. Катализ».

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Важным понятием химической кинетики является *скорость химической реакции*. Эта величина определяет, как изменяется концентрация компонентов реакции с течением времени. Скорость химической реакции — величина всегда положительная, поэтому если она определяется по исходному веществу (концентрация которого убывает в процессе реакции), то полученное значение домножается на -1 .

Например для реакции

$$A + B \rightarrow C + D$$

скорость можно выразить так:

$$v = \frac{\partial C}{\partial t} = -\frac{\partial A}{\partial t}.$$

В 1865 году Н. Н. Бекетовым и в 1867 году К. М. Гульдбергом и П. Вааге был сформулирован закон действующих масс, согласно которому **скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна концентрациям реагентов, возведённым в некоторые степени**. Кроме концентрации на скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы: природа реагирующих веществ, наличие катализатора, температура (правило Вант-Гоффа) и площадь поверхности раздела фаз.

4.5 Лабораторная работа на тему: «Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение равновесия»

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Факторы, влияющие на смещение равновесия

1. Влияние температуры. Повышение температуры смещает равновесие обратимой реакции в сторону, идущую с поглощением теплоты (эндотермическое направление), а понижение температуры – в сторону, идущую с выделением теплоты (экзотермическое направление).

2. Влияние давления. Изменение давления оказывает влияние только на те системы, где хотя бы одно вещество находится в газообразном состоянии. Увеличение давления в обратимой реакции смещает равновесие в сторону, идущую с уменьшением количества газообразных веществ, т.е. с уменьшением объема, а уменьшение давления – в сторону увеличения количества газообразных веществ.

3. Влияние концентрации. Если к системе, находящейся в состоянии равновесия, прибавлять дополнительные количества одного из веществ, участвующих в реакции, то скорости прямого и обратного процессов изменятся таким образом, что система вновь придет в состояние равновесия. Иначе говоря, в равновесной системе нельзя изменить концентрацию только одного из веществ, не вызывая изменений концентраций всех остальных.

4.6. Лабораторная работа на тему: «Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов».

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

1. Общая характеристика растворов.

Растворы– это гомогенные системы переменного состава, включающие два и более компонентов. Частицы компонентов раствора распределены по его объему в виде атомов, молекул или ионов (размер частиц 0,1 – 0,5 нм).

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

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

2. Способы выражения концентрации растворов.

Относительное содержание компонентов в растворе определяется его концентрацией.

$$C_M(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V}$$

Молярная концентрация– это количество вещества, содержащееся в одном литре раствора (моль/л):

$$C_H(X) = \frac{m(X)}{\mathcal{E}(X) \cdot V}$$

Эквивалентная концентрация– это число молей эквивалентов вещества, содержащихся в одном литре раствора (моль/л):

Эквивалент– это реальная или условная частица вещества, которая в кислотно-основной реакции эквивалентна одному иону водорода, а в окислительно-восстановительной эквивалентна одному электрону.

Масса одного моля эквивалентов называется *молярной массой эквивалента вещества* (\mathcal{E}). В разных реакциях одно и то же вещество может иметь разные эквиваленты.

Моляльная концентрация– это количество вещества, содержащееся в одном килограмме растворителя (моль/кг):

$$b(X) = \frac{n(X)}{m_{p-ля}}$$

Массовая доляравна отношению массы растворенного вещества к массе раствора:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ра}}$$

Молярная доляравна отношению количества растворенного вещества в общем количеству веществ в растворе:

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + N}$$

Как правило, вещество обладает определенной растворимостью в данном

4.7 Лабораторная работа на тему: «Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения».

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Растворы всех веществ можно разделить на две группы: *электролиты*-проводят электрический ток, *неэлектролиты*-проводниками не являются. Это деление является условным, потому что все растворы веществ проводят электрический ток, все они в той или иной мере растворяются в воде и распадаются на катионы (положительно заряженные ионы) и анионы (отрицательно заряженные ионы). Следует различать настоящие и потенциальные электролиты.

Настоящие электролиты находятся в виде ионов уже в индивидуальном состоянии, т.е. до того, как они будут расплавлены или переведены в раствор. К настоящим электролитам относятся все типичные соли, которые в твёрдом состоянии образуют ионную кристаллическую решётку (например NaCl, K₂SO₄ и т.д.)

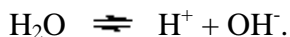
Потенциальные электролиты в индивидуальном состоянии ионов не содержат, но образуют их при переходе вещества в раствор. К ним относятся вещества, состоящие из молекул с сильно полярными связями (например HCl).

К неэлектролитам относится большая часть органических соединений, например диэтиловый эфир, бензол, глюкоза, сахароза.

Заряженные частицы появляются только в растворах и расплавах веществ вследствие электролитической диссоциации. Электролитическая диссоциация-это процесс распада веществ на ионы при растворении или расплавлении.

4.8 Лабораторная работа на тему: «Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH».

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Вода - слабый электролит - диссоциирует, образуя ионы H⁺ и OH⁻. Эти ионы гидратированы, то есть, соединены с несколькими молекулами воды, но для простоты мы записывали их в негидратированной форме



Применяя к этому равновесию закон действия масс, имеем:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \times 10^{-16} (22^\circ C)$$

Концентрацию молекул воды [H₂O], то есть число моль в 1 л воды можно считать постоянной и равной [H₂O] = 1000 г/л : 18 г/моль = 55,5 моль/л. Получаем

$$K[H_2O] = K(H_2O) = [H^+][OH^-] = 10^{-14} (22^\circ C)$$

Произведение концентраций [H⁺] и [OH⁻], то есть **ионное произведение воды**, есть величина постоянная и равная 10⁻¹⁴ при 22°C: [H⁺][OH⁻] = 10⁻¹⁴

Водородный показатель pH - это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода $pH = -\lg[H^+]$.

Аналогично $pOH = -\lg[OH^-]$.

Логарифмируя ионное произведение воды, получаем

$$pH + pOH = 14$$

4.9 Лабораторная работа на тему: «Гидролиз солей».

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Гидролиз – процесс обменного взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию малодиссоциированных веществ и сопровождающийся изменением реакции (pH) среды.

Суть гидролиза солей заключается в том, что происходит смещение равновесия диссоциации воды вследствие связывания одного из ее ионов с образованием малодиссоциированного или труднорастворимого вещества. В результате гидролиза могут образовываться молекулы слабых кислот и оснований, анионы кислых солей или катионы основных солей. В большинстве случаев гидролиз является обратимым процессом. При повышении температуры и разбавлении гидролиз усиливается. Гидролиз идет по-разному в зависимости от силы кислоты и основания, образовавших соль. Рассмотрим различные случаи гидролиза солей.

4.10 Лабораторная работа на тему: «Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР»

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Химические реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными*. В этих реакциях происходит обмен (перенос) электронов от одних реагирующих веществ к другим.

Степень окисления – условный заряд элемента в соединении, который вычисляется в предположении, что химические связи между элементами являются ионными. Заряды атомов кислорода принимают равными -2, в пероксидных соединениях – равным -1; заряд элементов первой группы +1, заряд атома водорода +1, а в гидридах металлов -1.

Принято обозначать степень окисления цифрой с указанием: «плюс», «минус»...

4.11 Лабораторная работа на тему: «Классификация ионов на аналитические группы. Качественные реакции на катионы и анионы».

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Химические методы анализа основаны на измерении энергии химической реакции. В ходе реакции изменяются параметры, связанные с расходом исходных веществ или образованием продуктов реакции. Эти изменения можно либо наблюдать непосредственно (осадок, газ, цвет), либо измерять такие величины, как расход реагента, массу образующегося продукта, время реакции и т.д.

По цели проведения методы химического анализа подразделяют на две группы:

Качественный анализ - заключается в обнаружении отдельных элементов (или ионов), из которых состоит анализируемое вещество.

Методы качественного анализа классифицируются на:

- анализ катионов
- анализ анионов
- анализ сложных смесей.

Качественный анализ заключается в обнаружении отдельных элементов (или ионов), из которых состоит анализируемое вещество. Исследуя какое-либо новое соединение, прежде всего, определяют из каких элементов (или ионов), оно состоит, а затем уже количественные отношения, в которых они содержатся. Поэтому качественный анализ вещества, как правило, предшествует количественному.

Разработано несколько аналитических классификаций катионов по группам, поэтому существуют различные методы систематического анализа. Все наиболее

распространённые классификации основаны на реакциях осаждения, причём ни одна из них не охватывает все катионы.

Сероводородная (сульфидная) классификация катионов. Это классическая классификация, которая была создана в XIX в. Она включает 5 аналитических групп катионов.

№ гр.	Катионы	Групповой реагент
1	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+, \text{Mg}^{2+}$	Нет
2	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в аммиачном буфере
3	$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ в аммиачном буфере
4	$\text{Cu}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{Sb}^{3+}, \text{Sb}^{5+}, \text{As}^{3+}, \text{As}^{5+}$	H_2S при pH = 0,5 (HCl)
5	$\text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	HCl

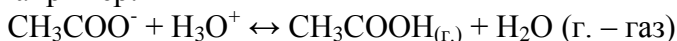
Сульфидная классификация разработана наиболее подробно, но применяется всё реже из-за токсичности H_2S и длительности анализа.

Классификация анионов, основанная на растворимости солей Ba^{2+} и Ag^+ . Она включает 3 аналитические группы анионов.

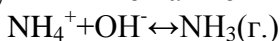
№ гр.	Анионы	Групповой реагент
1	$\text{SO}_4^{2-}, \text{SO}_3^{2-}, \text{S}_2\text{O}_3^{2-}, \text{C}_2\text{O}_4^{2-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ (BO_2^-), $\text{PO}_4^{3-}, \text{AsO}_4^{3-}, \text{AsO}_3^{3-}, \text{F}^-$	BaCl_2 в нейтральной или слабо щелочной среде
2	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{BrO}_3^-, \text{CN}^-, \text{NCS}^-, \text{S}^{2-}$	AgNO_3 в присутствии 2 н. HNO_3
3	$\text{NO}_2^-, \text{NO}_3^-, \text{CH}_3\text{COO}^-$	Нет

4.12 Лабораторная работа на тему: «Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования»

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. В основе кислотно-основных реакций положена реакция взаимодействия ионов водорода с гидроксид-ионами, сопровождающаяся образованием свободдиссоциированных молекул воды, например:



Выделение свободной уксусной кислоты при добавлении сильной кислоты (например, соляной или серной) используется для обнаружения ацетат-ионов. Партнером ацетат-иона в этой реакции является ион водорода, существующий в воде в гидратированной форме, формулу которой записывают обычно как H_3O^+ (правильнее было бы записывать $(\text{H}_2\text{O})_4\text{H}^+$ или H_9O_4^+). Аналогичным образом (по выделению свободного аммиака при действии сильных щелочей, например гидроксида натрия) можно обнаружить и ион аммония:

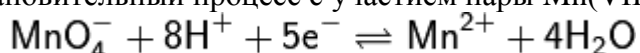


4.13 Лабораторная работа на тему: «Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия».

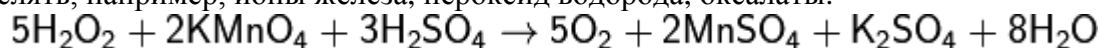
При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. **Перманганатометрия** — это титриметрический (объёмный) метод определения веществ, основанный на реакциях окисления с участием перманганат-ионов.



В основе перманганатометрического титрования лежит окислительно-восстановительный процесс с участием пары Mn(VII)/Mn(II) ($E^0=+1,52$ В) в кислой среде:



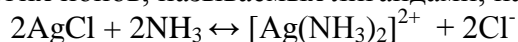
При использовании раствора перманганата калия в качестве титранта можно определять, например, ионы железа, пероксид водорода, оксалаты:



Конечную точку титрования определяют без индикатора по появлению собственной фиолетовой окраски ионов MnO_4^- .

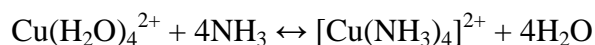
4.14 Лабораторная работа на тему: «Комплексные соединения. Комплексонометрическое титрование. Определение общей жесткости воды».

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Комплексные соединения (лат. complexus — сочетание, обхват) — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате реакций комплексообразований, или присоединения к данному иону (или атому), называемому комплексообразователем, нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами, например:



Растворение малорастворимого хлорида серебра при действии аммиака происходит вследствие образования диаминного комплекса серебра.

Или



В гидратированном ионе Cu^{2+} происходит обмен молекул воды на молекулы аммиака с образованием интенсивно окрашенного синего аммиаката меди.

Используются также реакции комплексообразования с органическими реагентами 8-оксихинолином, ализарином S и др.