

Кафедра общей и неорганической химии ЕНМФ

**Задания к семинарским занятиям
по общей химии
для студентов 1 курса ХТФ**

Лектор: доцент кафедры ОНХ Коршунов А.В.

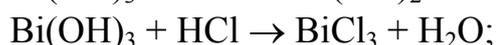
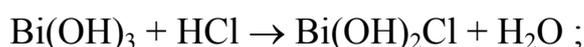
Перед занятием необходимо прочитать и усвоить теоретический материал по данной теме по приведенным вопросам; в тетради (~36 л.) для практических (семинарских) занятий нужно кратко изложить ответы на эти вопросы. При подготовке к занятию необходимо пользоваться конспектами лекций, а также рекомендованными учебниками из списка литературы.

Занятие 1. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Атомно-молекулярное учение. Стехиометрические расчеты

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: основные классы неорганических соединений и их номенклатура (рациональная, систематическая, тривиальная); основные термины и определения АМУ; законы стехиометрии (постоянства состава, кратных и объёмных отношений, эквивалентов); газовые законы, закон Дальтона; уравнение Клапейрона-Менделеева; методы определения атомных и молекулярных масс; структурные (графические) формулы соединений; основные типы расчётных задач.

Упражнения и задачи:

1. Приведите названия, постройте графические формулы соединений, расставьте степени окисления элементов: CaHPO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, HMnO_4 , CrO_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, N_2O_5 .
2. Вычислите массу 2 литров водорода при 15°C и давлении 755 мм рт.ст. Какому количеству H_2 это соответствует? Сколько молекул содержится в данном объёме газа?
3. Масса $0,001 \text{ м}^3$ (н.у.) равна 1,25 г. Вычислите: а) молярную массу газа, б) массу одной молекулы газа, в) относительную плотность газа по воздуху.
4. Определите эквиваленты и эквивалентные массы реагирующих веществ в реакциях:



5. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса (баланса степеней окисления), определите эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции:



6. Анализ показал, что соединение состоит из 30,43% азота и 69,57% кислорода. Относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 46. Определите его молекулярную массу и формулу.
7. На восстановление 1,80 г оксида металла израсходовано 883 мл водорода (н.у.). Вычислите эквивалентные массы оксида и металла, определите металл.
8. При взаимодействии 1,168 г металла с серной кислотой выделилось 438 мл водорода (при 17°C и 750 мм рт.ст.). Удельная теплоемкость металла 0,39 Дж/г. Вычислить атомную массу металла и определить, какой это металл.
9. При термическом разложении 2,45 г бертолетовой соли выделилось 0,56 л кислорода (н.у.). Определите массовую долю примесей в образце соли.

Занятие 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: модели строения атома; понятие об атомных спектрах; постулаты Бора; волновые свойства электрона; уравнения Планка, де Бройля, Эйнштейна; закон Мозли; формулировки Периодического закона; полные и сокращенные электронные формулы атомов и ионов; квантовые числа; принципы заполнения АО; провал электрона; свойства изолированных атомов; типы аналогии и периодичности в ПС; ядерные реакции.

Упражнения и задачи:

1. Электронное строение атома (полные и сокращенные электронные формулы), заполнение АО электронами.
 - а) Опишите электронное строение атомов Se, Pb, Cu в основном и возбужденном состоянии; ионов Fe^{+3} , Cu^{+2} .
 - б) Охарактеризуйте квантовыми числами все неспаренные электроны атома железа в основном состоянии.
 - в) Какой подуровень заполняется раньше: 5s или 4d, 4f или 7s, 5d или 6s, 5f или 7p.
 - г) Охарактеризуйте положение элементов в ПС по электронным формулам атомов в основном состоянии: $1s^2 2s^2 2p^3$; $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$; $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$; $1s^2 2s^1 2p^2$.
2. Виды аналогии и периодичности.

Сопоставьте конфигурации валентных АО и свойства атомов (радиус, $E_{\text{ион}}$) элементов 5 группы (гл. и побочн.); обоснуйте наблюдаемые для этих элементов виды аналогии и периодичности.
3. Модель атома водорода по Бору. Корпускулярно-волновые свойства частиц.
 - а) Определите энергию, которой обладает электрон, находясь на втором энергетическом уровне атома водорода.
 - б) Определите скорость движения электрона в атоме водорода по орбите радиусом $2,1 \cdot 10^{-10}$ м.
 - в) Скорость движения электрона равна $2 \cdot 10^8$ м/с. Рассчитайте длину волны электрона.
 - г) Определите массу движущегося фотона, отвечающего линии H_{α} серии Бальмера в спектре водорода ($\lambda = 6,5 \cdot 10^{-7}$ м).
4. Свойства изолированных атомов.
 - а) Ионизационный потенциал натрия $I = 5,14$ В. Вычислите энергию ионизации натрия (кДж/моль).
 - б) Энергия ионизации атома брома равна 1140,8 кДж/моль, сродство брома к электрону 3,54 эВ/атом. Вычислите относительную электроотрицательность брома, приняв за единицу электроотрицательность лития ($\chi(\text{Li}) = 536$ кДж/моль).
5. Строение ядер, изотопы, ядерные реакции.
 - а) Ядро какого элемента получится, если ядро ${}_{92}^{238}\text{U}$ потеряет 8 α - и 6 β -частиц?

- б) Составьте уравнения ядерных реакций по схемам: $^{111}\text{Pd} \rightarrow ^{111}\text{Ag}$; $^{222}\text{Rn} \rightarrow ^{218}\text{Po}$;
 $^{216}\text{At} \rightarrow ^{212}\text{Bi}$; $^{238}\text{U} \rightarrow ^{241}\text{Pu}$.
- в) Относительная атомная масса рубидия равна 85,47. Природная смесь рубидия состоит из стабильного изотопа ^{85}Rb ($A_r=84,9117$) и радиоактивного ^{87}Rb ($A_r=86,9092$). Определить, сколько процентов каждого изотопа находится в природной смеси.

Занятие 3. Химическая связь. Строение молекул

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: типы химической связи – термины, определения, примеры; основные положения методов ВС, ОЭПВО, МО, ТКП, границы их применимости; характеристики и свойства ХС; водородная связь; силы Ван-дер-Ваальса; типы кристаллических решеток; химическая связь в металлах; понятие о зонной теории.

Упражнения и задачи:

- Основные типы и характеристики химических связей
 - Распределите указанные вещества по типам химических связей: O_2 , Si , Au , BaCl_2 , CO_2 , CaO , Al_4C_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, H_2O , Ne . Какие виды межмолекулярного взаимодействия и для каких веществ проявляются в конденсированном состоянии?
 - Объясните изменение основных характеристик химической связи в рядах однотипных молекул: Cl_2 - Br_2 - I_2 ; CCl_4 - CBr_4 - CI_4 ; H_2O - H_2S - H_2Se - H_2Te .
 - Постройте структурные (графические) формулы молекул, отметьте σ - и π -связи: POCl_3 , N_2 , CH_4 , C_2H_4 , SO_3 .
 - Определите степень ионности связи и эффективные заряды атомов в молекуле HI , если экспериментальное значение дипольного момента $\mu_{\text{HI}}=1,3 \cdot 10^{-30}$ Кл·м, а длина связи $l_{\text{HI}}=1,61 \cdot 10^{-10}$ м.
- Метод валентных связей.
 - С позиции гибридизации АО объясните образование ковалентных связей и строение молекул (ионов): NCl_3 , IOF_3 , BF_4^- .
 - Используя метод ОЭПВО объясните геометрическое строение молекул (ионов): PtCl_4 , SO_2Cl_2 , ClO_4^- .
- Метод молекулярных орбиталей
 - Постройте энергетические диаграммы МО, запишите электронные формулы, объясните магнитные свойства, определите порядки связи для молекул (ионов): Ne_2^+ , NO , CS^+ .
- Химическая связь в комплексных соединениях

Используя методы ВС и ТКП определите геометрическое строение комплексов, их магнитные свойства, укажите тип поля лигандов, тип гибридизации АО комплексообразователя: $[\text{TiCl}_6]^{2-}$, $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$, $[\text{MnF}_6]^{2-}$.
- Свойства веществ в конденсированном состоянии.

Охарактеризуйте набором физико-химических свойств вещества с различными типами (по хим. связи) кристаллических решеток – атомными, молекулярными, ионными, металлическими.

Занятие 4. Основы химической термодинамики. Химическое равновесие.

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: термодинамическая система; параметры состояния, функции состояния; внутренняя энергия, работа; термодинамически обратимые процессы; 1-й закон термодинамики; энтальпия; теплоёмкость; термины и определения термохимии; закон Гесса, следствия; 2-й закон термодинамики; энтропия; энергия Гиббса; критерии самопроизвольного протекания реакций; химическое равновесие; истинное равновесие и метастабильное состояние; условия устойчивого равновесия; константа равновесия (K_p и K_c); принцип Ле Шателье; гомогенные и гетерогенные равновесия.

Упражнения и задачи:

- Расчет теплового эффекта химической реакции.
Определите количество теплоты, выделяющейся при гашении 100 кг извести водой при 25°C.
- Расчет стандартной теплоты образования вещества, составление термохимического уравнения.
1. Определите стандартную энтальпию образования этилового спирта, если тепловые эффекты реакций горения углерода, водорода и этилового спирта (станд. усл.) соответственно равны: -393,5; -285,8; -1367 кДж/моль.
2. Составить термохимическое уравнение образования пропана из простых веществ если известно, что при сгорании 11 г его выделяется 552 кДж теплоты.
- Определение направления протекания химической реакции.
1. В каком направлении пойдет реакция, если реагирующие вещества взяты в стандартных условиях: $\text{SiO}_{2(\text{к})} + 2\text{NaOH}_{(\text{р})} = \text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.
($\Delta G^\circ_{298}(\text{SiO}_{2(\text{к})}) = -803,8$ кДж/моль; $\Delta G^\circ_{298}(\text{NaOH}_{(\text{р})}) = -419,5$ кДж/моль; $\Delta G^\circ_{298}(\text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{к})}) = -1427,8$ кДж/моль; $\Delta G^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -237,5$ кДж/моль).
2. Определите, в каком направлении будет протекать химическая реакция $\text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})}$ при 20°C (данные в таблице). При какой температуре станет возможным протекание обратной реакции.

Вещество	NH_3	HCl	NH_4Cl
ΔH°_{298} , кДж/моль	-46,2	-92,3	-315,4
S°_{298} , Дж/(моль·К)	192,5	186,7	94,6

- Определение направления смещения равновесия.
Используя принцип Ле Шателье определить возможности смещения равновесия при изменении концентраций (парциальных давлений) реагентов и продуктов реакции, общего давления в системе, температуры:
а) $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})}$, $\Delta H = -566$ кДж;
б) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{S}_{(\text{к})}$, $\Delta H = -164,4$ кДж.
Для данных реакций записать в общем виде выражения констант равновесия K_p и K_c , их взаимосвязь.

5. Вычисление константы равновесия реакции.

При нагревании диоксида азота в закрытом сосуде до 200°C равновесие реакции $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при концентрациях $c(\text{NO}_2)=0,8$ моль/л, $c(\text{NO})=2,2$ моль/л, $c(\text{O}_2)=1,1$ моль/л. Найдите исходную концентрацию NO_2 , K_p , K_c и ΔG для этой реакции при данных условиях.

6. Вычисление равновесных концентраций (парциальных давлений).

При 713K константа равновесия реакции $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ $K_c=0,0156$. Найдите равновесные концентрации веществ, если исходная концентрация HI 0,4 моль/л.

Занятие 5. Скорость химических реакций

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: средняя скорость гомогенных и гетерогенных реакций; истинная (мгновенная) скорость; закон действующих масс; кинетическое уравнение; константа скорости, порядки реакции; сложные и простые реакции; молекулярность; правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент скорости; уравнение Аррениуса, энергия активации, предэкспоненциальный множитель; кинетическая классификация реакций.

Упражнения и задачи:

1. Средняя скорость реакции. Закон действующих масс.

Константа скорости реакции $2\text{N}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow 2\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$ при 1173 K равна $5 \cdot 10^{-4}$ л·моль⁻¹·мин⁻¹. Начальная концентрация оксида азота (I) составляет 3,2 моль/л. Определите начальную скорость реакции при данной температуре и скорость реакции в момент времени, когда степень разложения N_2O составит 25%.

2. Порядок реакции. Кинетическое уравнение.

1) Начальная скорость газовой реакции $2\text{A}_{(г)} + 3\text{B}_{(г)} \rightarrow \text{D}_{(г)}$ зависит от концентрации реагентов следующим образом:

c_A , моль/л	0,2	0,5	1,2	1,2
c_B , моль/л	0,2	0,2	0,8	1,0
v_1 , моль·л ⁻¹ ·с ⁻¹	0,32	0,32	1,28	1,6

Определите частные порядки по реагентам, общий порядок реакции. Является ли данная реакция простой? Составьте кинетическое уравнение этой реакции, определите константу скорости аналитическим и графическим способами.

*2) При исследовании кинетики разложения пероксида водорода получены данные:

τ , мин	0	10	20	30
$c(\text{H}_2\text{O}_2)$, моль/л	2,5	0,9	0,32	0,12

Определите порядок реакции и константу скорости аналитическим и графическим способами.

3. Зависимость скорости реакции от концентраций (парциальных давлений) реагентов.

Как изменится скорость реакции $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ а) при увеличении общего давления в 2 раза, б) при уменьшении концентрации кислорода в 3 раза, в) при увеличении парциального давления аммиака в 2 раза?

4. Зависимость скорости реакции от температуры.

1) При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько длится реакция при 293 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 2,5.

2) При исследовании кинетики некоторой реакции получены следующие данные:

T, К	293	303	313
$k \cdot 10^5, \text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$	3,19	7,17	14,7

Определите энергию активации реакции и предэкспоненциальный множитель аналитическим и графическим способами.

5. Влияние катализатора на скорость реакции.

Энергия активации реакции разложения аммиака без катализатора равна 296 кДж/моль, а в присутствии катализатора (вольфрама) – 163 кДж/моль. Во сколько раз увеличится скорость реакции в присутствии катализатора при одной и той же температуре?

Занятие 6. Способы выражения концентрации растворов. Растворы неэлектролитов

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: шесть способов выражения концентрации растворов (определения, формулы); растворимость; насыщенные растворы; правило «креста» для ω и ρ ; закон эквивалентов для растворов; коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов.

Упражнения и задачи:

1. Способы выражения концентрации растворов

Дан 10%-ный раствор сульфата меди ($\rho=1107 \text{ кг/м}^3$). Рассчитайте для него молярную, нормальную, моляльную концентрации, титр, мольную долю CuSO_4 .

2. Разбавление и смешивание растворов различной концентрации

а) Какой объём уксусной эссенции (80%-ной) необходимо взять для приготовления 0,5 л столового уксуса (5%-ный раствор уксусной кислоты). Плотность уксусной кислоты и ее растворов практически равна плотности воды.

б) Какой объём 30%-ного раствора азотной кислоты ($\rho=1182 \text{ кг/м}^3$) потребуется для приготовления 20 л 0,5 М раствора этой кислоты?

3. Растворимость

Растворимость AlCl_3 при 0°C равна 44,9 г, а при 80°C – 48,6 г. Какова масса соли, выпадающей в осадок, если 540 г насыщенного раствора хлорида алюминия охладить от 80 до 0°C ?

4. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов

- а) Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего в 1,4 л 63 г глюкозы при 0°C.
- б) Вычислите давление водяного пара над раствором, содержащем 34,2 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 45 г воды при 65°C, если давление паров воды при этой температуре равно $2,5 \cdot 10^4$ Па.
- в) Рассчитайте молекулярную массу неэлектролита, если 28,5 г этого вещества, растворенного в 785 г воды, вызывают понижение давления пара воды над раствором на 52,37 Па при 40°C. Давление водяного пара над чистой водой при этой температуре равно 7375,9 Па.
- г) Определите температуру кипения и замерзания раствора, содержащего 1 г нитробензола $C_6H_5NO_2$ в 10 г бензола. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы бензола соответственно равны 2,57 и 5,1. Температура кипения чистого бензола 80,2°C, температура замерзания 5,4°C.

Занятие 7. Свойства разбавленных растворов электролитов

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: положения ТЭД; сильные и слабые электролиты; степень и константа диссоциации; закон разбавления Оствальда; коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов; изотонический коэффициент; понятие об активности, коэффициенте активности, ионной силе раствора; произведение растворимости, ионное произведение воды, водородный показатель, степень и константа гидролиза, уравнения гидролиза солей.

Упражнения и задачи:

1. Вычисление степени диссоциации электролита по осмотическому давлению его раствора.

Рассчитайте кажущуюся степень электролитической диссоциации LiCl в 0,1 н растворе соли, если раствор изотоничен с 0,19 М раствором сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при 0°C.

2. Вычисление степени диссоциации электролита по понижению давления пара растворителя над раствором.

Давление насыщенного пара водного раствора $NaNO_3$ ($\omega=8\%$) равно 2268,8 Па при 20°C. Давление насыщенных паров воды при этой температуре равно 2337,8 Па. Найдите кажущуюся степень диссоциации нитрата натрия в этом растворе.

3. Вычисление изотонического коэффициента по повышению температуры кипения раствора.

Раствор, содержащий 8 г NaOH в 1000 г H_2O , кипит при 100,184°C. Определите изотонический коэффициент (для воды $K_b = 0,516$).

4. Вычисление концентрации ионов в растворе электролита по степени диссоциации.

Определите концентрацию ионов OH^- в 0,01 М растворе гидроксида аммония, если $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$. (двумя способами)

5. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.

Растворимость Ag_3PO_4 ($M = 418,58$) в воде при 20°C равна $0,0065$ г/л. Рассчитайте значение произведения растворимости.

6. Условия выпадения осадка.

Произведение растворимости MgS при 25°C равно $2,0 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок MgS при смешении равных объемов $0,004$ н $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и $0,0006$ н Na_2S ? Степени диссоциации этих электролитов принять равными единице.

7. Вычисление концентрации ионов OH^- по значению pH раствора.

Рассчитайте концентрацию ионов OH^- в растворе, pH которого равен $6,28$.

8. Вычисление pH раствора слабого электролита.

Определите pH $0,17$ н уксусной кислоты CH_3COOH , константа диссоциации которой равна $1,75 \cdot 10^{-5}$.

9. Вычисление степени гидролиза соли.

Найдите степень гидролиза $0,001$ н CH_3COOK и pH этого раствора ($K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$).

10. Вычисление среднего коэффициента активности сильного электролита по ионной силе раствора.

В 1000 г воды растворено $0,01$ моль AgNO_3 . Определите средний коэффициент активности ионов в растворе.

11. Определение общей жесткости воды.

Рассчитайте общую жесткость воды, если в $0,15$ л воды содержится $16,20$ мг гидрокарбоната кальция, $2,92$ мг гидрокарбоната магния, $11,10$ мг хлорида кальция и $9,50$ мг хлорида магния.

Занятие 8. Электрохимические процессы

Теоретические вопросы для предварительной подготовки к занятию: стандартный водородный электрод и стандартные электродные и ОВ-потенциалы; условия самопроизвольного протекания ОВР; уравнение Нернста; понятие об обратимых и необратимых электродах; гальванические элементы, ЭДС; электролиз расплавов и водных растворов; законы электролиза; напряжение разложения; типы и виды коррозии, коррозия металлов в различных условиях.

Упражнения и задачи:

1. Схемы гальванических элементов.

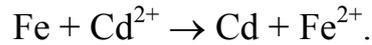
Металлы Cu , Cd и Fe попарно помещены в разбавленный раствор серной кислоты и соединены проводником. В паре с каким металлом кадмий является анодом? Составьте схемы этих гальванических элементов, приведите уравнения токообразующих реакций.

2. Вычисление электродных потенциалов металлов и ЭДС гальванического элемента.

Напишите схему электродных процессов и токообразующую реакцию для гальванического элемента: $(-) \text{Ni} | \text{NiCl}_2 || \text{CuCl}_2 | \text{Cu} (+)$. Вычислите его ЭДС: 1) при стандартных условиях; 2) при 20°C и концентрациях $0,01$ М (Ni^{2+}) и 1 М (Cu^{2+}).

3. Определение возможности протекания реакции в гальваническом элементе.

Исходя из значений стандартных электродных потенциалов покажите, возможно ли самопроизвольное протекание реакции в гальваническом элементе при стандартных условиях:



Вычислите изменение энергии Гиббса, константу равновесия, составьте схему гальванического элемента. Сделайте выводы.

4. Законы электролиза.

1) Составьте уравнения электролиза водных растворов сульфата натрия, хлорида меди.

2) Для получения цинка электролизом используют подкисленный водный 1М раствор ZnSO_4 . Процесс проводят при 35°C , плотности катодного тока 400 A/m^2 и напряжении 2,5 В. Составьте уравнения электролиза (катод – цинковый, анод – инертный). Вычислите объём исходного раствора и время, необходимые для выделения 100 кг цинка на 10 катодах площадью 2 m^2 каждый, если выход по току 94%.

5. Коррозия металлов.

Два железных ведра (оцинкованное и лужёное) используются для хранения воды. Какое ведро выйдет из строя раньше вследствие коррозии? Ответ иллюстрируйте схемами коррозионных процессов и уравнениями реакций.