

**Программа курса «Общая и неорганическая химия»,
вопросы и задачи для домашних работ и подготовки к
контрольным**

**для студентов I курса физического отделения
факультета фундаментальной физико-химической инженерии**

Составил профессор кафедры общей химии, д.х.н.

А.В. Яценко

2014 – 2015 учебный год

Рабочая программа курса «Общая и неорганическая химия» для студентов I курса факультета фундаментальной физико-химической инженерии МГУ (отделение физики)

Базовые понятия химии

Химический элемент. Простое и сложное химическое вещество. Количество вещества. Химическая реакция. Стехиометрические законы. Структурные формулы молекул.

Химические системы, процессы и строение вещества

Элементы химической термодинамики. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Стандартные термодинамические условия. Стандартное состояние вещества. Термодинамическая активность вещества.

Энергетический эффект реакции. Виды энергетического эффекта. Внутренняя энергия вещества. Энтальпия реакции. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса, его следствия.

Макро- и микроскопическое определение понятия «энтропия». Типичные процессы, приводящие к увеличению и уменьшению энтропии. Самопроизвольные процессы в изолированных системах. Критерий самопроизвольности протекания процесса в закрытой системе. Свободная энергия Гиббса. Зависимость энергии Гиббса образования вещества от его активности.

Обратимая химическая реакция. Состояние химического равновесия, термодинамический и кинетический критерии установления равновесия. Метастабильное состояние. Константа химического равновесия, ее связь со свободной энергией Гиббса процесса. Термодинамический вывод константы равновесия. Условия равновесного сосуществования фаз. Гетерогенные химические равновесия.

Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье, его термодинамическое обоснование.

Элементы химической кинетики. Скорость гомогенной и гетерогенной химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Кинетическое уравнение реакции. Порядок реакции, его экспериментальное определение. Элементарные и сложные реакции. Молекулярность реакции. Кинетический вывод константы равновесия.

Температурная зависимость скорости химической реакции. Энергия активации и энергетический профиль реакции. Уравнение Аррениуса. Кинетическое обоснование принципа Ле Шателье.

Понятие о механизме сложной реакции. Последовательные и параллельные реакции. Промежуточные и переходные состояния. Лимитирующая стадия сложной реакции. Радикальные цепные реакции. Реакции с разветвленной цепью.

Катализ (гомогенный и гетерогенный). Катализаторы, промоторы, яды, ингибиторы. Механизм действия катализаторов и ингибиторов. Автокатализ. Ферментативный катализ.

Строение атома и Периодический закон. Атомные орбитали. Квантовые числа. Распределение плотности вероятности нахождения электронов в атоме. Формы граничных поверхностей *s*-, *p*- и *d*-орбиталей. Спин электрона. Принцип Паули. Правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Электронные конфигурации атомов и ионов. Валентные уровни и подуровни.

Современная интерпретация Периодического закона Д. И. Менделеева. Структура периодической таблицы. Общие закономерности изменения свойств атомов (размер, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность) в периодах и группах. Элементы–металлы и элементы–неметаллы.

Химическая связь. Причины соединения атомов в молекулы и кристаллы. Метод электронных пар. Ковалентная связь. Связывание σ - и π -типа, кратные связи. Энергия связи. Полярность связи. Электрические дипольные моменты молекул. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Смысл понятия «гибридизация». Резонансные структуры и делокализация. Многоцентровые связи. Неподделенные электронные пары. Число химических связей, образуемых элементами II и III периодов.

Предсказание геометрической структуры молекул методом Гиллеспи.

Ковалентные кристаллы.

Ионная связь. Ионные вещества. Размеры ионов.

Соединения переменного состава, область гомогенности.

Металлическая связь, металлические радиусы атомов. Свойства металлических веществ.

Координационная связь. Комплексная частица, комплексообразователь, лиганд, координационное число, координационный многогранник.

Водородная связь, ее влияние на физические свойства веществ. Силы Ван-дер-Ваальса, их природа. Молекулярные жидкости и кристаллы.

Растворы. Компоненты растворов. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость, ее температурная зависимость. Насыщенный и пересыщенный растворы. Сольватация частиц растворенного вещества.

Равновесия в растворах электролитов. Электролитическая диссоциация. Термодинамика электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.

Взаимодействие между ионами в растворе, ионная сила раствора. Коэффициенты активности ионов в растворе.

Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды. Автопротолиз воды. Водородный показатель (рН) растворов сильных и слабых кислот и оснований, его расчет и измерение. Ступенчатая диссоциация. Кислотно–основное титрование.

Гидролиз катионов и анионов. Константа и степень гидролиза. рН растворов солей.

Произведение растворимости малорастворимых электролитов, ее использование для расчета растворимости.

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители, реакции между ними. Электродный потенциал, его измерение. Стандартные электроды (водородный, хлорсеребряный). Уравнение Нернста. Электродвижущая сила окислительно-восстановительной реакции, ее связь с энергией Гиббса реакции. Влияние рН среды на ЭДС окислительно-восстановительных реакций, примеры. Влияние образования малорастворимых веществ на ЭДС окислительно-восстановительных реакций, примеры.

Химические источники тока. Топливные элементы. Аккумуляторы. Электролиз.

Коррозия металлов и способы защиты от нее.

Химия элементов

Водород. Строение атома и молекулы. Методы получения. Химические свойства. Гидриды металлов и неметаллов. Вода, ее физические и химические свойства. Структура воды и льда. Применение водорода в промышленности.

Галогены. Строение атомов и молекул. Физические и химические свойства галогенов. Галогеноводороды. Галогениды металлов и неметаллов. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли. Применение галогенов и их соединений.

Подгруппа кислорода. Кислород, строение атома и молекулы. Физические и химические свойства кислорода. Озон, его получение и химические свойства. Образование и распад озона в природе. Оксиды, пероксиды и супероксиды. Пероксид водорода, его свойства.

Сера. Строение и свойства простого вещества. Сероводород, сульфиды. Оксиды серы. Сернистая и серная кислоты, их соли. Промышленное получение серной кислоты.

Краткий обзор химии селена и теллура.

Подгруппа азота. Азот, строение атома и молекулы. Физические и химические свойства азота. Нитриды. Аммиак, его получение. Оксиды азота. Азотистая и азотная кислоты, промышленное получение азотной кислоты. Биологическая роль соединений азота.

Фосфор, строение и свойства его аллотропных модификаций. Фосфиды, фосфин. Оксиды фосфора. Фосфористая кислота. Орто-, мета- и полифосфорные кислоты. Фосфаты, их растворимость и гидролиз. Галогениды фосфора. Биологическая роль соединений фосфора.

Краткий обзор химии мышьяка, сурьмы и висмута.

Подгруппа углерода. Углерод, строение атома. Аллотропные модификации углерода. Активированный уголь. Карбиды, их свойства. Метан. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Гидролиз карбонатов. Карбонаты в природе. Жесткость воды.

Кремний. Химические свойства простого вещества. Получение высокочистого кремния. Карборунд. Оксид кремния, кремниевая кислота, силикагель. Силикаты и алюмосиликаты. Цеолиты. Стекло. Цемент.

Краткий обзор химии германия, олова и свинца. Свинцовый аккумулятор.

Бор и алюминий. Бор, борная кислота, бораты. Алюминий, его получение, свойства и применение. Оксид алюминия. Гидроксид алюминия, его амфотерные свойства. Гидролиз солей алюминия. Галогениды алюминия. Гидриды бора и алюминия, их структура.

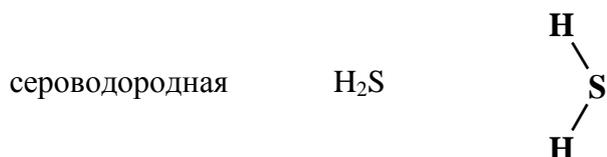
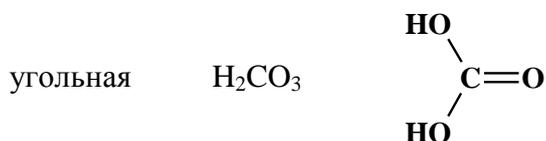
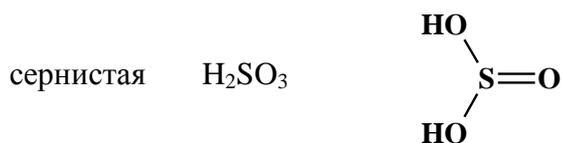
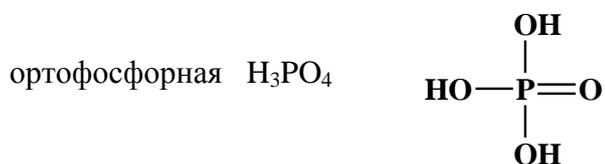
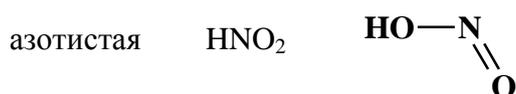
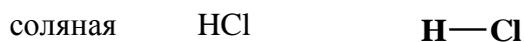
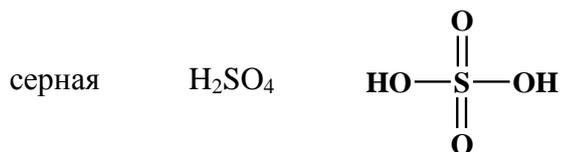
Металлы IA и IIA подгрупп. Получения и свойства простых веществ, взаимодействие с неметаллами, водой и кислотами. Оксиды и гидроксиды. «Диагональное сходство» свойств соединений лития и магния, бериллия и алюминия. Соли: галогениды, нитраты, сульфаты, фосфаты, карбонаты.

Переходные металлы. Обзор химических и физических свойств простых веществ.

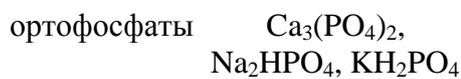
На примере хрома, марганца и железа: важнейшие степени окисления; соли, оксиды и гидроксиды, соответствующие этим степеням окисления, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства; реакции перехода из одних степеней окисления в другие.

Комплексные соединения переходных металлов. Моно- и полидентатные лиганды. Устойчивость комплексных соединений, константа устойчивости. Реакции образования и разрушения комплексов в растворах. Растворение малорастворимых солей благодаря комплексообразованию.

Кислоты



и их соли



Учебная литература

1. Жмурко Г.П., Казакова Е.Ф., Кузнецов В.Н., Яценко А.В. Общая химия. – М.: Академия, 2011 – 512 с.
 2. Батаева Е.В., Буданова А.А. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Изд-во Академия, 2010 – 160 с.
 3. Практикум по общей химии /под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Изд-во Московского университета, 2005 – 336 с.
- Дополнительно:** Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2002 – 743 с.

Задачи и вопросы для домашних работ и подготовки к контрольным

Табличные данные используются только тогда, когда это необходимо. Везде, если не указано иное, подразумеваются стандартные условия: 25°C и 1 атм.

1. Базовые законы и понятия химии

ОХ: стр. 5–15, ЗУ: примеры 1.1-1.4

- 1.1. Напишите уравнение реакции железа с кислородом, в результате которой образуется оксид Fe_3O_4 . Вычислите массовую долю (%) железа в составе Fe_3O_4 .
- 1.2. В минерале содержится (по массе) 40,06% кислорода и 59,94% титана. Определите химическую формулу минерала.
- 1.3. При окислении 2,28 г металла получено 3,78 г его оксида. Определите металл.
- 1.4. Определите, какое вещество и в каком количестве останется в избытке в результате реакции между 4 г MgO и 11 г HCl .
- 1.5. Определите металл, 0,11 г которого вытесняют из раствора соляной кислоты 40 мл H_2 при 22°C и 101,9 кПа.
- 1.6. Какой объем 70% раствора серной кислоты ($\rho = 1,622$ г/мл) надо взять для приготовления 1 л 10% раствора ($\rho = 1,066$ г/мл)?
- 1.7. К 100 мл раствора хлорида аммония с концентрацией 20% и плотностью 1,06 г/мл добавили 100 мл воды. Какова процентная концентрация полученного раствора?
- 1.8. Напишите уравнение реакции магния с избытком соляной кислоты. Сколько было взято магния, если в результате реакции образовалось 36 г хлорида магния? Какой объем займет выделившийся водород при 25°C и давлении 97 кПа? Сколько граммов 10% раствора соляной кислоты израсходуется при взаимодействии с этим количеством магния?
- 1.9. Начальные концентрации веществ, участвующих в протекающей в газовой фазе реакции
 $CO + H_2O = CO_2 + H_2$,
были равны (моль/л): $C_{CO} = 0,3$, $C_{H_2O} = 0,4$, $C_{CO_2} = 0,05$, $C_{H_2} = 0$. Чему будут равны концентрации всех веществ в момент, когда прореагирует половина оксида углерода(II), если объем смеси не изменился?

1.10. 5 г смеси порошков меди и цинка обработали избытком соляной кислоты. При этом выделился газ, объем которого при 20°C и атмосферном давлении составил 0,87 л. Сколько цинка и сколько меди содержалось в исходной смеси?

1.11. 5 г смеси порошков цинка и магния растворили в избытке соляной кислоты. При этом выделился газ, объем которого при 0°C и давлении 97 кПа составил 3,20 л. Сколько цинка и сколько магния содержалось в исходной смеси?

2. Строение атома и химическая связь

ОХ: стр. 164–184, 186–198, 215–220, 225–227, 232–234.

ЗУ: примеры 2.1-2.4, 3.1-3.3, 3.6

2.1. Сколько протонов, электронов и нейтронов содержится в ионе CO_3^{2-} , массовое число которого равно 61?

2.2. Составьте электронные конфигурации (распределение электронов по уровням и подуровням) а) атома кремния б) хлорид-иона в) иона V^{2+} .

2.3. Постройте энергетические диаграммы орбиталей III и IV уровней атома хрома и иона Cr^{2+} . Укажите, как расположены на них электроны.

2.4 Расставьте в порядке возрастания электроотрицательности следующие элементы: В, С, Са, Cl, F, К, Mg.

Постарайтесь не пользоваться при этом таблицей электроотрицательностей, а только правилами изменения χ в группах и подгруппах.

2.5. Плохо знающие химию студенты часто говорят, что в периодической таблице элементы расположены в порядке возрастания их атомных масс. Найдите все примеры, опровергающие это утверждение.

2.6. Найдите в периодической таблице элементы, имеющие электронную конфигурацию валентных орбиталей $(n-1)d^5 ns^1$.

2.7. Обычно номер периода, в котором находится элемент, равен номеру внешнего занятого (полностью или частично) энергетического уровня в атоме элемента. Однако из этого правила есть исключение. Найдите его в периодической таблице.

2.8. В двухатомной молекуле прямая, проходящая через оба атомных ядра, выбрана за ось x . Изобразите все возможные способы перекрывания

а) p_x -орбитали б) p_z -орбитали

одного атома с s -, p - и d -орбиталями другого атома, приводящие к образованию химической связи. Укажите названия d -орбиталей и тип связывания.

2.9. На основании электронной конфигурации атомов кремния и фосфора предскажите возможные валентные состояния этих атомов в молекулах. Приведите примеры соединений, соответствующие этим валентным состояниям.

2.10. Молекула оксида фосфора(V) имеет формулу P_4O_{10} . Какое строение может иметь эта молекула? Нарисуйте ее структурную формулу.

Примечание: в этой формуле не должно быть связей О–О (такие соединения называют пероксидами, а не оксидами) и Р–Р (такие связи очень легко разрываются при окислении).

2.11. Молекула ацетилена имеет формулу C_2H_2 . Нарисуйте структурную формулу этой молекулы, если валентность углерода в ней равна 4. Какова гибридизация атомов углерода в молекуле ацетилена? Перекрытие каких АО приводит к образованию σ -связей, а каких – к образованию π -связей? (линию, соединяющую ядра атомов С, примите за ось x)

2.12. Методом Гиллеспи предскажите строение

а) молекулы SF_6 б) молекулы SCl_2 в) иона SO_4^{2-} г) иона SO_3^{2-}

2.13. В соединении

а) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ б) $Na_2[CoCl_4]$ в) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$

укажите комплексную частицу, ее заряд, лиганды, ион-комплексообразователь и его координационное число. Какое геометрическое строение может иметь эта частица?

3. Термохимия и термодинамика

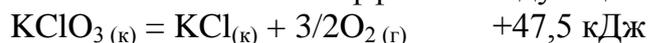
ОХ: стр. 16–43, 64–72, 74–79 (без кинетического аспекта).

ЗУ: примеры 4.1-4.3, 4.5-4.8, 5.1

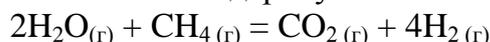
3.1. Вычислите энтальпию реакции



если известны тепловые эффекты следующих реакций:

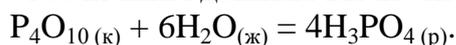


3.2. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции

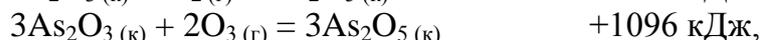
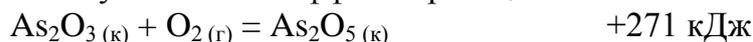


по табличным значениям $\Delta_f H^\circ_{298}$ ее участников.

3.3. По табличным данным вычислите энтальпию реакции

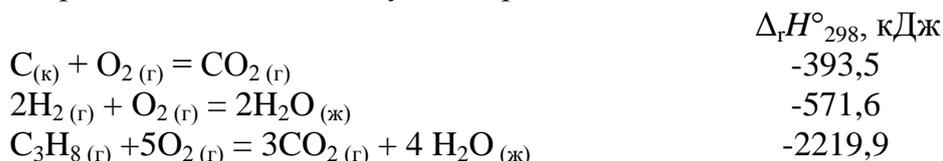


3.4. Используя тепловые эффекты реакций

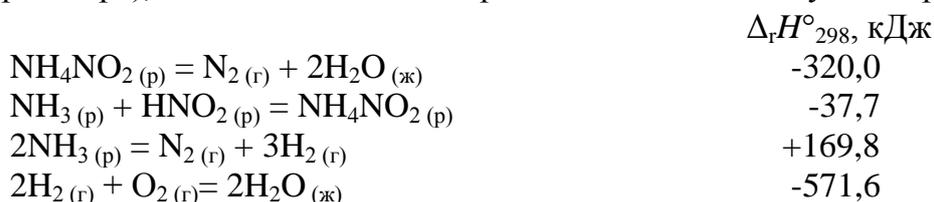


вычислите энтальпию образования озона.

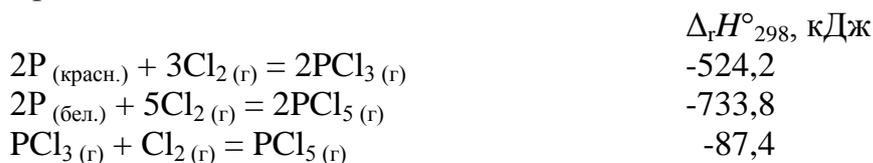
3.5. Вычислите стандартную энтальпию образования пропана (C_3H_8), если известны стандартные энтальпии следующих реакций:



3.6. Вычислите стандартную энтальпию образования азотистой кислоты (в виде водного раствора), если известны стандартные энтальпии следующих реакций:



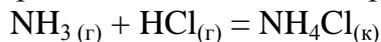
3.7. Вычислите, сколько теплоты выделяется (или поглощается) при превращении 1 г белого фосфора в красный фосфор, если известны стандартные энтальпии следующих реакций:



3.8. По табличным термодинамическим данным рассчитайте энтальпии сгорания 1 м³ (н.у.) этана, этилена и ацетилена. Во всех случаях продуктами реакции являются углекислый газ и газообразная вода. Объясните, почему самое горячее пламя образуется при сгорании ацетилена (именно его и используют при сварке).

3.9. Предскажите знак стандартной энтропии процесса растворения сероводорода в воде и по табличным данным вычислите ее величину.

3.10. Предскажите знак стандартной энтропии реакции



и по табличным данным рассчитайте ее величину.

3.11. Предскажите знак стандартной энтропии реакции



и по табличным данным рассчитайте ее величину.

3.12. Теплота плавления льда равна 333 Дж/г. Рассчитайте стандартную энтропию плавления льда.

3.13. По табличным данным вычислите стандартную энергию Гиббса реакции разложения пероксида водорода при 25°C



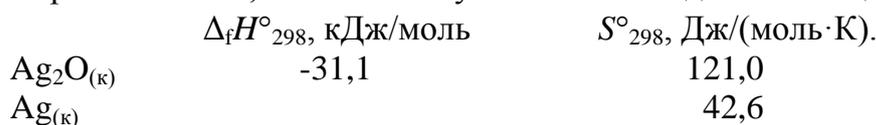
Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при стандартных состояниях всех ее участников?

3.14. Рассчитайте стандартную энергию Гиббса реакции $NO_{2(г)} \rightarrow NO_{(г)} + O_{2(г)}$

а) при 100°C б) при 700°C.

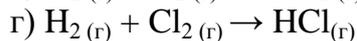
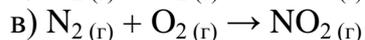
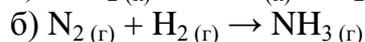
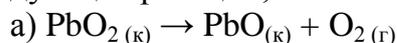
Определите, возможно ли ее самопроизвольное протекание при стандартных состояниях ее участников.

3.15. При нагревании на воздухе кристаллический оксид серебра(I) разлагается на серебро и кислород. Рассчитайте температуру, при которой этот процесс становится самопроизвольным, если все его участники находятся в стандартном состоянии.

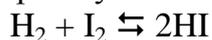


Остальные необходимые данные возьмите из таблиц.

3.16. Определите температурные интервалы, в которых являются самопроизвольными следующие реакции, если все их участники находятся в стандартных состояниях:

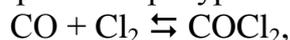


3.17. При изучении протекающей в газовой фазе реакции



оказалось, что при некоторой температуре равновесные давления H_2 , I_2 и HI равны соответственно 0,09, 0,20 и 1,6 атм. В другом опыте, проведенном при той же температуре, но при другом составе исходной смеси, равновесные давления иода и иодистого водорода составили 0,15 и 1,45 атм. Рассчитайте равновесное давление водорода во втором опыте.

3.18. При температуре 100°C установилось равновесие



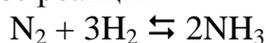
причем равновесная смесь занимает объем 85 л и содержит 11 г оксида углерода(II), 38 г хлора и 42 г фосгена (COCl_2). Все участники реакции являются газами. Вычислите константу равновесия при данной температуре.

3.19. Запишите выражение для константы равновесия протекающей в газовой фазе реакции



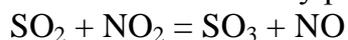
По табличным данным рассчитайте значение этой константы при 520°C.

3.20. По табличным данным вычислите константу равновесия протекающей в газовой фазе реакции

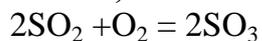


при 400°C. В каком направлении смещено равновесие при данной температуре?

3.21. Вычислите константу равновесия и стандартную энергию Гиббса реакции



при 300°C, если константы равновесия реакций



и



равны соответственно $1,7 \cdot 10^8$ и $5,5 \cdot 10^2$.

3.22. В результате протекания реакции



при 600°C устанавливается равновесное давление CO_2 , равное $5 \cdot 10^{-3}$ атм. Рассчитайте, при какой температуре равновесное давление CO_2 будет равно 1 атм, если стандартная энтальпия этой реакции равна +178,2 кДж.

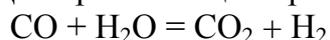
3.23. Используя табличные термодинамические данные, вычислите давление насыщенного пара иода над кристаллическим иодом при 25 и 100°C.

3.24. Найдите энтальпию и энтропию реакции



если ее константы равновесия при 600 и 800 К равны соответственно $5,3 \cdot 10^{-3}$ и 1,58.

3.25. Для протекающей при 800 К в газовой фазе реакции



а) Вычислите константу равновесия.

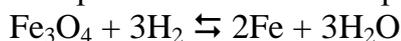
б) Рассчитайте равновесный состав газовой смеси, если до начала реакции парциальные давления CO и H_2O были равны 1 атм, продукты реакции в системе отсутствовали, а объем не изменился.

3.26. В каком направлении сместится равновесие



- а) при повышении температуры? б) при понижении давления?
в) при добавлении в систему кислорода?

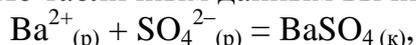
3.27. В каком направлении сместится равновесие



- а) при понижении температуры? б) при повышении давления?
в) при добавлении в систему оксида железа? г) при добавлении водорода?

3.28. Вычислите энергию Гиббса образования озона, находящегося при температуре 0°C и давлении 0,01 атм

3.29. По табличным данным вычислите ΔG° и ΔG реакции



если концентрации ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} равны $1 \cdot 10^{-6}$. Является ли при заданных условиях эта реакция самопроизвольной?

4. Растворы

ОХ: стр. 84–96, 105–110 (без теории Бренстеда), 113–122, 126–129, 236–239, 253.

ЗУ: примеры 5.2, 5.3, 7.1, 7.2, 7.4-7.6, 7.9, 8.1-8.6, 8.20, 8.21, 9.1-9.5.

При расчетах учитывать ионную силу раствора только в тех случаях, когда это специально оговорено.

4.1. В 1 л раствора содержится 0,005 моль HCl и 0,1 моль NaCl. Рассчитайте pH раствора без учета и с учетом ионной силы.

4.2. По термодинамическим данным вычислите энтальпию растворения в воде

- а) безводного CuSO_4 б) медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

4.3. Рассчитайте pH 0,01M раствора гидроксида натрия

- а) без учета ионной силы при 25°C,
б) без учета ионной силы при 60°C,
в) с учетом ионной силы при 25°C.

4.4. Рассчитайте pH 10^{-7} M раствора NaOH при 25°C.

4.5. Рассчитайте pH 0,01 M раствора уксусной кислоты и степень ее диссоциации в этом растворе.

4.6. Напишите уравнение диссоциации аммиака в водном растворе и рассчитайте pH 0,05 M раствора аммиака и степень его диссоциации в этом растворе.

4.7. pH 0,01 M раствора хлорноватистой кислоты (HClO) равен 4,70. Рассчитайте степень диссоциации хлорноватистой кислоты в данном растворе, константу диссоциации и ΔG° диссоциации этой кислоты.

4.8. Для процесса диссоциации сероводородной кислоты

- а) напишите уравнения диссоциации по каждой из ступеней
б) напишите полное уравнение диссоциации
в) по табличным значениям констант диссоциации по каждой ступени вычислите полную константу диссоциации.

- 4.9. Раствор содержит 0,01 моль/л уксусной кислоты и 0,001 моль/л хлороводорода. Вычислите степень диссоциации уксусной кислоты и pH раствора.
- 4.10. Напишите уравнение реакции гидролиза ацетат-ионов. Рассчитайте pH 0,1 М раствора ацетата натрия и степень гидролиза ацетат-ионов в этом растворе.
- 4.11. Напишите уравнение реакции гидролиза ионов аммония. Вычислите pH 0,02 М раствора хлорида аммония и степень гидролиза ионов аммония в этом растворе.
- 4.12. Напишите уравнение гидролиза сульфида натрия по первой ступени. Какая среда образуется в результате протекания гидролиза? Вычислите соответствующую константу гидролиза. Рассчитайте степень гидролиза в 0,01 М растворе Na_2S .
- 4.13 Рассчитайте концентрацию раствора KCN, pH которого равен 10,6. Вычислите равновесные концентрации всех ионов и рассчитайте степень гидролиза цианид-ионов (CN^-) в этом растворе.
- 4.14 Сколько грамм кристаллического фторида кальция можно растворить
 а) в 1 л чистой воды,
 б) в 1 л 0,1 М раствора фторида натрия?
- 4.15 Смешали 100 мл 0,1 М раствора Na_2SO_4 и 10 мл 0,05 М $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
 а) Выпадет ли при этом осадок BaSO_4 ?
 б) Чему будет равна итоговая концентрация ионов Ba^{2+} в растворе после установления равновесия?

- 4.16 Даны следующие термодинамические данные:

	$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль К)
CaF_2 (крист.)	-1220,9	68,4
Ca^{2+} (р-р)	-543,1	-56,5
F^- (р-р)	-331,4	-13,8

- а) Рассчитайте по ним ПР фторида кальция при 60°C.
 б) Как зависит растворимость фторида кальция в воде от температуры?

5. Окислительно-восстановительные реакции

ОХ: стр. 133–161.

ЗУ: примеры 10.1-10.6

- 5.1. Методом электронно-ионного баланса уравнийте реакции, протекающие в водных растворах:
- $\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_{2(\text{к.})}$
- Определите ΔE° этих реакций. Могут ли они самопроизвольно протекать при стандартных условиях и стандартных состояниях реагирующих веществ?
- 5.2. Какой из двух окислителей является более сильным:
- Au^{3+} или Co^{3+} ;
 - Cl_2 или PbO_2 (в кислой среде);
 - Cl_2 или PbO_2 (в щелочной среде)?

- 5.3. Какое из двух веществ является более сильным восстановителем:
а) Zn или Mg;
б) H₂ или Ni (в кислой среде)
в) H₂ или Ni (в щелочной среде)?
- 5.4. (а,б,в) Рассчитайте $\Delta_r G^\circ$ и константу равновесия соответствующей реакции из задания (5.1). Запишите выражение для константы равновесия этой реакции.
- 5.5. Определите электродный потенциал процесса
$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$$
при pH = 3,5, 25°C и стандартных состояниях остальных участников реакции.
- 5.6. Вычислите электродный потенциал процесса
$$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$$
при температуре 25°C, pH = 8,5 и концентрации перманганат-ионов 0,01 моль/л.
- 5.7. Определите ЭДС реакции (б) из задания 5.1 при pH=2, парциальном давлении хлора 0,01 атм, стандартных состояниях остальных реагентов и температуре 25°C.
- 5.8. Рассчитайте ЭДС медно-цинкового элемента при 25°C, если концентрация ионов Cu²⁺ равна 0,1 моль/л, а концентрация ионов Zn²⁺ — 0,00001 моль/л.
- 5.9. В исходном растворе содержалось по 1 моль/л ионов Fe³⁺ и ионов Г. Используя результаты решения заданий (5.1,в) и (5.4,в), найдите концентрации этих ионов после установления равновесия.
- 5.10. Стандартный электродный потенциал процесса
$$\text{AgBr} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{Br}^-$$
равен +0,07 В, а стандартный электродный потенциал процесса
$$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$$
равен +0,80 В. Вычислите по этим данным произведение растворимости AgBr при 25°C.
- 5.11. Вычислите электродный потенциал процесса
$$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$$
в насыщенном растворе AgCl при 25°C, если стандартный электродный потенциал этого процесса равен +0,80 В, а произведение растворимости AgCl равно $1,77 \cdot 10^{-10}$.

Список представлений и понятий, которыми надо владеть на зачете по химии (зимняя сессия)

Атомные орбитали
Порядок заполнения атомных орбиталей
Электронные конфигурации и энергетические диаграммы атомов
Энергия ионизации атома, энергия сродства атома к электрону
Электроотрицательность атома
Современная интерпретация Периодического закона Д.И. Менделеева
Элементы-металлы и элементы-неметаллы
Причины образования химической связи
Ковалентная, ионная, металлическая связь
Полярная и неполярная ковалентная связь
Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи
Связывание σ - и π -типа. Кратные связи
Гибридизация
Резонансные структуры и делокализация
Число химических связей, образуемых элементами II и III периода
Структурные формулы химических веществ
Ковалентные, ионные и металлические радиусы атомов
Координационная связь
Примеры комплексных частиц
Комплексообразователь, лиганды
Силы Ван-дер-Ваальса
Молекулярные, атомные и ионные вещества
Предсказание геометрии молекул методом ОЭПВО на примере гидридов, оксидов, галогенидов и оксогалогенидов углерода, азота, серы и фосфора.

Стандартные термодинамические условия
Стандартное состояние вещества
Термодинамические системы
Внутренняя энергия вещества
Энтальпия химической реакции
Стандартная энтальпия реакции
Энтальпия образования вещества
Закон Гесса, его следствия
Макро- и микроскопическое определение понятия "энтропия"
Типичные процессы, в которых энтропия возрастает и убывает
Самопроизвольные процессы в изолированных системах
Самопроизвольные процессы в закрытых системах
Энергия Гиббса
Активность, зависимость энергии Гиббса образования вещества от его активности
Состояние химического равновесия
Константа равновесия
Расчет константы равновесия по термодинамическим данным
Расчеты равновесных концентраций
Правила записи констант равновесия гетерогенных процессов
Температурная зависимость константы равновесия
Принцип Ле Шателье, его термодинамическое обоснование

Растворы, способы выражения концентрации растворов
Растворимость, температурная зависимость растворимости
Электролитическая диссоциация
Сольватация ионов в растворе
Ионная сила раствора и ее влияние на активность ионов
Сильные и слабые электролиты, примеры
Константа диссоциации, степень диссоциации
Диссоциация воды
Водородный показатель
рН растворов сильных и слабых кислот и оснований
Гидролиз солей, константа и степень гидролиза
рН растворов солей
Произведение растворимости малорастворимых сильных электролитов

Окислители, восстановители
Примеры веществ (не менее 3), которые проявляют
а) преимущественно окислительные свойства,
б) преимущественно восстановительные свойства,
в) как те, так и другие, примерно в равной степени
Составление уравнений ОВР методом электронного и электронно-ионного баланса
Электродный потенциал
Уравнение Нернста
Электродвижущая сила (разность электродных потенциалов) ОВР
Расчет ЭДС ОВР, протекающих с участием малорастворимых веществ
Зависимость электродного потенциала и ЭДС от рН
Химические источники тока

6. Кинетика

ОХ: стр. 45–62. ЗУ: примеры 6.1-6.6, 6.7-6.10

6.1. Для реакции омыления (гидролиза) метилового эфира уксусной кислоты
 $\text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH}$

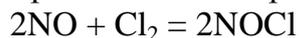
измерена зависимость концентрации реагирующего вещества от времени:

Время, мин.	0	25	50	75	100	125
Концентрация $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$, моль/л	0,61	0,43	0,31	0,22	0,15	0,11

а) Определите среднюю скорость реакции в промежутки времени от 0 до 50 и от 75 до 125 мин.

б) Графически определите истинную скорость этой реакции на 25 и 100 мин.

6.2. Энергия активации реакции



равна 18,8 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры с 60 до 80°C?

6.3. При использовании катализатора (Pt) энергия активации реакции



уменьшается с 250 до 60 кДж/моль. Во сколько раз применение катализатора увеличивает скорость реакции, если предэкспоненциальный множитель остается неизменным?

6.4. Константа скорости термического разложение этана в газовой фазе



при 630°C равна $1,42 \cdot 10^7 \text{ с}^{-1}$, а энергия ее активации равна 312 кДж/моль.

Чему равен порядок этой реакции? Рассчитайте ее предэкспоненциальный множитель, а также константу скорости при 600°C.

7. Неметаллы

ОХ: разделы 15.1-15.7, 16.1-16.4, 16.5.2, 16.5.3, 17.1, 17.2.1-17.2.4 (кроме полисульфидов), 17.2.5 (кроме тиосерной и политионовых кислот), 17.3.1, 18.1, 18.2.1, 18.2.3 (кроме гидразина), 18.2.4, 18.3.1-18.3.4 (кроме мелкого шрифта), 18.4.1, 18.5, 21.2.1, 21.2.3, 22.1-22.4, 22.5.1-22.5.3, 22.9,

7.1. Составьте схему получения кислородсодержащих кислот хлора и их солей, исходя из Cl_2 . При этом можно использовать любые другие реагенты, не содержащие хлор. Выпишите уравнения соответствующих реакций.

7.2. Составьте схему получения оксидов и кислородсодержащих кислот азота, исходя из N_2 и O_2 . При этом можно использовать любые другие реагенты, не содержащие азот. Выпишите уравнения соответствующих реакций.

7.3. Напишите реакцию хлора с водой

а) в кислой среде

б) в щелочной среде.

Рассчитайте для этих реакций ЭДС, стандартные энергии Гиббса и константы равновесия (температура равна 25°C). Запишите выражения для констант равновесия.

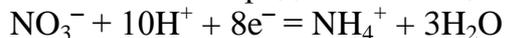
7.4. Используя результаты решения задания (7.3), рассчитайте рН насыщенного раствора хлора в воде, если парциальное давление газообразного Cl_2 равно 1 атм, а температура – 25°C.

7.5. Составьте уравнение реакций, протекающих в водном растворе:



Вычислите ΔE° этих реакций. Возможно ли их протекание при стандартных условиях и стандартных состояниях реагирующих веществ?

7.6. Рассчитайте электродный потенциал процесса



при температуре 25°C, рН=2 и концентрациях ионов NO_3^- и NH_4^+ , равных соответственно 0,01 и 0,5 моль/л.

7.7. Определите рН воды, находящейся при 25°C в равновесии с атмосферным воздухом, в котором содержится 0,03% (по объему) CO_2 .

7.8. Напишите уравнение реакции, протекающей при пропускании газообразного CO_2 через водный раствор с осадком CaCO_3 . Запишите выражение для константы равновесия этой реакции и вычислите ее значение при 25°C.

7.9. Вычислите рН 0,1 М раствора Na_2S при 25°C.

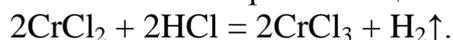
- 7.10. По табличным данным рассчитайте ΔH°_{298} диссоциации ортофосфорной кислоты по I, II и III ступени. Сделайте вывод о том, как зависит величина ступенчатых констант диссоциации этой кислоты от температуры.
- 7.11. Объясните, почему среда растворов гидрофосфатов калия и натрия щелочная, а среда соответствующих дигидрофосфатов – кислая. Используйте для этого табличные данные и проведите необходимые расчеты.
- 7.12. Насыщенный при 25°C раствор CaCO_3 в воде имеет $\text{pH} = 9,9$. Напишите уравнения реакций, протекание которых приводит к возникновению щелочной среды. Определите фактическую растворимость CaCO_3 в воде при 25°C, если произведение растворимости CaCO_3 равно $3,36 \cdot 10^{-9}$.

8. Металлы

ОХ: разделы 19.1-19.3, 19.5-19.8 (кроме мелкого шрифта), 20.1-20.3, 20.5-20.7, 20.9, 21.1, 21.3.1, 21.3.4, 21.3.5, 21.4, 13.3, 11.1-11.4, 11.6 (метод электронных пар), 11.8, 11.9, 26.1, 26.2, 26.4, 26.5, 26.8 – везде только то, что касается хрома, 27.1, 27.2, 27.4, 27.5, 27.7 – везде только то, что касается марганца, 28.1-28.7 – везде только то, что касается железа

- 8.1. Напишите реакции, при помощи которых можно осуществить следующие цепочки превращений:
- а) $\text{Mn}^0 \rightarrow \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
 б) $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{2+}$
- 8.2. Запишите реакции, соответствующие следующей цепочке превращений:
- а) кусочек бария сожгли в избытке кислорода;
 б) продукт реакции обработали разбавленной азотной кислотой, затем добавлением NaOH довели pH раствора до 7;
 в) к раствору MnCl_2 добавили избыток NaOH ;
 г) к осадку, полученному в п. (в), прилили раствор, полученный в п. (б).
- 8.3. Напишите реакции, соответствующие следующей цепочке превращений:
- а) через водный раствор гидроксида натрия пропустили избыток углекислого газа;
 б) полученный раствор охладили и отфильтровали выделившийся осадок;
 в) отфильтрованный осадок прокалили при 250°C. При этом выделился газ;
 г) вещество, оставшееся после прокаливания, растворили в минимальном количестве воды и добавили к раствору хлорида железа.
- 8.4. Напишите уравнение реакции, протекающей при добавлении кристаллического $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ к концентрированной соляной кислоте. Рассчитайте стандартную величину ЭДС этой реакции. Возможно ли ее протекание, если к 1М раствору HCl добавить 1М раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
- 8.5. Укажите среди перечисленных оксидов и гидроксидов а) основные, б) кислотные, в) амфотерные, г) несолеобразующие:
 Mn_2O_7 , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , FeO , MnO_2 , CrO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$

8.6. Рассчитайте ΔE° протекающей в водном растворе реакции



Является ли эта реакция самопроизвольной? Объясните, почему при растворении металлического хрома в соляной кислоте при отсутствии кислорода образуется CrCl_2 , а не CrCl_3 .

8.7. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих:

- основные свойства $\text{Cr}(\text{OH})_2$,
- амфотерные свойства $\text{Cr}(\text{OH})_3$,
- кислотные свойства CrO_3 .

8.8. Перечислите все устойчивые оксиды железа, хрома и марганца. Охарактеризуйте их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

8.9. Раствор содержит 0,01 моль/л ионов Pb^{2+} и 0,001 моль/л ионов Ag^+ . К нему по каплям добавляют концентрированный NaCl так, что объем раствора при этом практически не изменяется. При каких концентрациях хлорид-ионов начнется осаждение хлорида свинца и хлорида серебра? Сколько процентов от исходного количества катионов металла, хлорид которого начнет осаждаться первым, останется в растворе к тому моменту, когда начнется осаждение хлорида другого металла?

8.10. Напишите уравнения реакций, в которых:

- MnO_2 восстанавливается до Mn^{2+}
- MnO_4^- восстанавливается до Mn^{2+}
- Fe^{3+} восстанавливается до Fe^{2+}
- металлическое железо окисляется до Fe^{2+}
- Fe^{2+} окисляется до Fe^{3+}

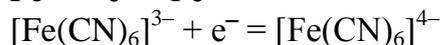
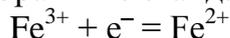
8.11. Так называемые желая и красная кровяные соли соответственно имеют состав $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Для этих соединений укажите а) комплексные частицы, б) комплексообразователь, в) лиганды, г) координационное число. Сделайте предположение, какую форму может иметь координационный многогранник в этих солях. В какой степени окисления находятся атомы железа?

8.12. Напишите уравнение реакции образования комплексной частицы $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Запишите выражение для константы устойчивости этой частицы.

8.13. В воде растворили 0,01 моль $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ и 1 моль NH_3 . Объем получившегося раствора составил 1 л.

- Рассчитайте концентрацию ионов Ag^+ в этом растворе.
- Какую концентрацию хлорид-ионов необходимо создать, чтобы из этого раствора выпал осадок AgCl ?

8.14. Сравните стандартные электродные потенциалы процессов



У какого комплексного иона – $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – выше константа устойчивости?