

ПРОГРАММА ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Общая химия

1. Стехиометрические законы: закон сохранения массы, закон постоянства состава. Их роль в химии и современная трактовка. Газовые законы: закон Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона
2. Периодический закон Д. И. Менделеева. Физическое обоснование периодического закона и его современная формулировка. «Длинная» и «короткая» формы периодической таблицы. Классификация элементов ПС.
3. Основные понятия и определения термодинамики. Система и внешняя среда. Состояние системы. Энтальпия.
4. Энтальпия химической реакции. Экспериментальное определение энтальпии реакции (на примере реакции нейтрализации).
5. Закон Гесса. Расчет энтальпий реакций с использованием закона Гесса (на конкретном примере).
6. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние элемента и вещества. Расчет энтальпий реакций по стандартным энтальпиям образования веществ (на конкретном примере).
7. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы (примеры). Макро- и микросостояния. Термодинамическая вероятность и энтропия. Возрастание энтропии как движущая сила самопроизвольного процесса.
8. Энтропия вещества. Зависимость энтропии вещества от температуры, объема, агрегатного состояния. Энтропия образования вещества.
9. Энтропия химической реакции. Типичные процессы, сопровождающиеся увеличением и уменьшением энтропии (примеры). Расчет энтропии химической реакции (на конкретном примере).
10. Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Расчет стандартной энергии Гиббса химической реакции (на конкретном примере).
11. Зависимость энергии Гиббса химической реакции от температуры (энтальпий и энтропийный факторы процесса). Энергия Гиббса и самопроизвольность процесса.
12. Термодинамическая активность вещества. Расчет энергии Гиббса образования вещества с учетом его термодинамической активности. Какие выводы можно сделать по знаку и величине $\Delta_r G$ и $\Delta_r G^\circ$?
13. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Термодинамический вывод константы рав-

- новесия.
14. Скорость химической реакции. Средняя и истинная скорость. Методы экспериментального определения скорости химических реакций (конкретный пример). Простые и сложные реакции. Особенности гетерогенных процессов.
 15. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Кинетическое уравнение и порядок реакции. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример).
 16. Влияние температуры на скорость химической реакции. Причины влияния. Уравнение Аррениуса. Энергетический профиль химической реакции. Экспериментальное определение энергии активации химической реакции (конкретный пример).
 17. Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Причины влияния. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ. Примеры практического использования катализаторов для изменения скорости реакции. Ингибирование реакций.
 18. Обратимые химические реакции. Скорость обратимых химических реакций. Кинетическое описание химического равновесия. Связь константы равновесия обратимой реакции с константами скоростей прямого и обратного процессов.
 19. Смещение химического равновесия при изменении внешних условий. Принцип Ле Шателье и его термодинамическая и кинетическая трактовка.
 20. Динамические равновесия, не связанные с химической реакцией. Фазовые равновесия. Диаграммы состояния однокомпонентных систем (на примере иода и воды).
 21. Многокомпонентные системы. Компонент. Фаза. Растворы: твердые, жидкие, газообразные. Способы выражения их состава. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы.
 22. Общие закономерности образования растворов. Влияние температуры на растворимость веществ.
 23. Явление осмоса и его биологическая роль. Диализ.
 24. Сильные и слабые электролиты (примеры). Степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита.
 25. Сильные электролиты (примеры). Ионная сила. Активность ионов в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности.
 26. Теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Протолитические равновесия на примере процессов диссоциации и нейтрализации кислот и оснований. Понятие о теории кислот и оснований Льюиса.
 27. Ионное произведение воды. Влияние температуры на ионное произведение воды. Водородный показатель pH.
 28. Гидролиз как пример протолитического равновесия. Гидролиз катиона и

- аниона (примеры). Полный (необратимый) гидролиз (примеры).
29. Константа гидролиза и ее связь с константами диссоциации кислот и оснований, образующих соль. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации соли и температуры.
 30. Буферные системы. Расчет pH буферной системы на примере ацетатного буфера. Механизм действия ацетатного буфера.
 31. Буферные системы. Расчет pH буферной системы на примере аммиачного буфера. Биологические буферные системы.
 32. Равновесие осадок-раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.
 33. Окислительно-восстановительные реакции. Составление окислительно-восстановительных реакций в растворах (метод электронно-ионного баланса). Продукты реакции в зависимости от pH среды растворов (на примере ионов марганца(VII) и хрома(VI)).
 34. Электродный потенциал. Его возникновение и измерение в гальваническом элементе. Электроды сравнения. Водородный электрод. Хлорсеребряный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов.
 35. Электродный потенциал. Зависимость электродного потенциала от реальных условий. Уравнение Нернста.
 36. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Вычисление ΔE° и ΔE (на конкретном примере). Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.
 37. Электролиз. Химические источники тока. Современные гальванические элементы. Топливный элемент.
 38. Квантовое описание строения атома. Атомные орбитали и квантовые числа. Графическое представление атомных орбиталей. Порядок заполнения атомных орбиталей в многоэлектронных атомах.
 39. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Свойства атомов: радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
 40. Образование химической связи, ее характеристики: энергия, длина, полярность. Перекрывание АО с образованием σ - и π -связей. Описание ковалентной химической связи методом молекулярных орбиталей.
 41. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул и ионов, образованных элементами 1-го периода (H_2^+ , H_2 , H_2^- , He_2^+). Кратность и прочность связи.
 42. Энергетические диаграммы МО гомоядерных молекул 2 периода. Закономерности в изменении их свойств (длина связи, энергия связи, магнитные свойства).
 43. Применение метода ЛКАО-МО для описания образования связи в гетероядерных двухатомных молекулах на примере молекул CO, LiH и NaF. Полярность связи.

44. Предсказание геометрического строения молекул методом отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи). Геометрия молекул BeCl_2 , BF_3 , CH_4 , NH_3 и H_2O .
45. Вещества с молекулярной структурой (примеры). Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса (три составляющих). Водородная связь. Особенности фтороводорода, воды и аммиака, обусловленные водородными связями.
46. Понятие о зонном строении твердого тела. Металлы, полупроводники и диэлектрики (на примере простых веществ, образованных элементами IVA группы). Общие физические свойства металлов (электропроводность и теплопроводность).
47. Комплексные соединения (примеры). Основные понятия: комплексообразователь, лиганд, координационное число. Образование комплексных частиц в растворах. Ступенчатые константы образования комплексных частиц и константы их устойчивости.
48. Описание химической связи в комплексных соединениях методом молекулярных орбиталей (на примере октаэдрического комплекса $3d$ -металла). Энергия расщепления и природа лиганда. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы.
49. Химические реакции с участием комплексных частиц: реакции замещения лигандов; реакции с изменением степени окисления комплексообразователя; реакции, в которые вступают координированные лиганды.
50. Коллоидные системы. Строение коллоидной частицы на примере золя гидроксида железа (III). Разрушение коллоидных систем. Коллоидные системы в природе.

Химия элементов (ХЭ)

1. Водород. Изотопы водорода. Свойства водорода. Получение и применение водорода. Гидриды.
2. Галогены. Строение атомов, молекул и простых веществ. Проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства галогенов и закономерности в их изменении. Энергетические диаграммы молекул галогенов.
3. Растворимость галогенов в воде и органических растворителях. Взаимодействие галогенов с водой. Образование клатратов.
4. Галогеноводороды. Строение молекул. Физические и химические свойства. Особенности фтороводорода. Получение и применение соляной кислоты.
5. Оксокислоты хлора. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Свойства солей оксокислот хлора.
6. Оксокислоты галогенов. Закономерности изменения их кислотных и окислительных свойств в ряду $\text{Cl}-\text{Br}-\text{I}$. Устойчивость оксокислот галогенов.
7. Элементы 16 группы. Строение атомов, молекул, простых веществ. Прояв-

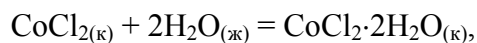
- ляемые степени окисления. Химические свойства простых веществ, образованных элементами 16 группы.
8. Гидриды элементов 16 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Геометрия молекул. Растворимость и свойства водных растворов (кислотные и окислительно-восстановительные).
 9. Кислород и озон. Нахождение в природе, получение. Биологическая и экологическая роль кислорода и озона. Энергетическая диаграмма молекулы кислорода. Физические и химические свойства кислорода и озона. Оксиды (кислотно-основные свойства).
 10. Вода. Фазовая диаграмма. Строение молекулы (геометрия). Физические и химические свойства. Автопротолиз. Аквакомплексы.
 11. Пероксиды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, получение и применение пероксида водорода.
 12. Сера. Превращения серы при нагревании. Нахождение в природе, получение и применение серы. Взаимодействие серы с кислотами и щелочами.
 13. Оксиды серы. Получение и свойства. Описание геометрического строения молекул оксидов методом Гиллеспи. Взаимодействие оксидов серы с водой. Свойства сернистой и серной кислот. Сульфиты, сульфаты.
 14. Сероводород. Получение и свойства сероводорода. Сульфиды металлов. Растворимость сульфидов в воде и кислотах. Полисульфиды.
 15. Общая характеристика элементов 15 группы. Строение, физические и химические свойства простых веществ. Полиморфные модификации фосфора. Выбор стандартного состояния фосфора.
 16. Водородные соединения элементов 15 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Электронное (МО) и геометрическое строение молекул.
 17. Получение, применение, физические и химические свойства аммиака. Описание химической связи в молекуле аммиака методом молекулярных орбиталей. Протолитические равновесия в водном растворе аммиака. Соли аммония.
 18. Оксиды азота. Свойства и устойчивость. Взаимодействие с водой. Энергетическая диаграмма молекулы NO. Образование в атмосфере и экологическая роль оксида азота(II) и оксида азота(IV).
 19. Азотная и азотистая кислоты. Получение, применение и свойства. Свойства солей азотной и азотистой кислот.
 20. Оксиды фосфора. Строение и свойства. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Применение фосфатов. Гидролиз полифосфорных кислот. АТФ.
 21. Получение и применение фосфорной кислоты. Строение аниона PO_4^{3-} . Растворимость солей ортофосфорной кислоты и их гидролиз. Фосфатная буферная система.

22. Углерод. Полиморфные модификации. Оксиды углерода. Энергетическая диаграмма молекулы CO. Физические и химические свойства CO и CO₂. «Парниковый» эффект.
23. Взаимодействие CO₂ с водой. Угольная кислота и ее соли. Природные карбонаты. Карбонатная буферная система.
24. Кремний. Оксид кремния(IV) и его свойства. Кремниевые кислоты и их соли. Силикагель. Гидролиз силикатов. Силикаты в природе и промышленности.
25. Олово и свинец. Полиморфные модификации олова. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли олова и свинца. Экологическая роль соединений свинца.
26. Бор. Особенности химии бора в сравнении с соединениями углерода, кремния и алюминия (соединения с водородом, оксид, гидроксид). Диагональное сходство элементов в периодической системе.
27. Алюминий. Строение, свойства, получение и применение алюминия и его сплавов. Свойства оксида и гидроксида алюминия. Алюмотермия. Гидролиз солей алюминия.
28. Металлы 2 группы. Получение, применение и свойства простых веществ. Биологическая роль магния, кальция. Свойства оксидов, гидроксидов и солей металлов 2 группы. Жесткость воды, цели и методы ее устранения.
29. Металлы 1 группы. Нахождение в природе. Получение и применение. Электронное строение и закономерность изменения свойств атомов (размер, энергия ионизации, электроотрицательность). Положение щелочных металлов в ряду стандартных электродных потенциалов.
30. Оксиды, пероксиды и надпероксиды металлов 1 группы. Свойства гидроксидов и солей. Гидриды.
31. Общая характеристика переходных металлов. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды (кисотно-основные свойства) Комплексные соединения переходных металлов (примеры).
32. Металлы 4 группы. Строение атомов и проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства металлов. Оксиды, гидроксиды и соли.
33. Металлы 5 группы. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
34. Металлы 6 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства. Химическая активность металлов. Оксиды и гидроксиды их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
35. Оксиды и гидроксиды металлов 6 группы в высших степенях окисления. Сравнительная характеристика окислительно-восстановительных свойств

- соединений металлов 6 группы в высших степенях окисления.
36. Хром. Строение атома, проявляемые степени окисления и их устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов. Гидролиз солей хрома.
 37. Кислоты хрома и их соли. Равновесие между хромат-ионом и дихромат-ионом в растворе. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в различных степенях окисления.
 38. Металлы 7 группы. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды металлов в высших степенях окисления. Сравнение с элементами 17 группы.
 39. Марганец. Строение атома и проявляемые степени окисления (примеры соединений). Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексы марганца(II).
 40. Марганцевая кислота и ее соли. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от pH среды (примеры).
 41. Железо, кобальт и никель. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Химическая активность металлов. Оксиды и гидроксиды металлов в различных степенях окисления, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
 42. Железо. Строение атома и проявляемые степени окисления. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Гидролиз солей. Коррозия. Биологическая роль железа.
 43. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля. Свойства железа (II) и железа (III) в составе соли Мора и комплексного иона гексацианоферрата (II). Влияние комплексообразования на устойчивость степени окисления +3 у кобальта и железа.
 44. Металлы 11 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Растворимость и гидролиз солей меди и серебра. Комплексные соединения металлов 11 группы. Биологическая роль меди.
 45. Металлы 12 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Хлориды ртути (I) и ртути (II), их особенности. Экологическая роль кадмия и ртути.

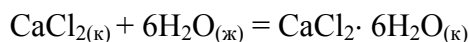
Экзаменационные задачи

1. Вычислите энтальпию растворения кристаллогидрата $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, если известны: энтальпия растворения безводного хлорида кобальта, равная $-80,83$ кДж/моль и энтальпия реакции:



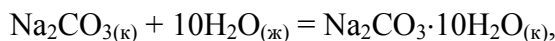
равная $-35,95$ кДж/моль.

2. Известно, что при гидратации $\text{CaCl}_{2(\text{к})}$:



выделяется 85,9 кДж теплоты. Растворение 1 моль кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{к})}$ приводит к поглощению 4,5 кДж теплоты. Вычислите энтальпию растворения безводного хлорида кальция.

3. Вычислите энтальпию гидратации карбоната натрия по реакции:



если известно, что при растворении 1 моль безводной соли Na_2CO_3 выделяется 28,06 кДж теплоты, а при растворении 1 моль кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}_{(\text{к})}$ поглощается 64,54 кДж/моль.

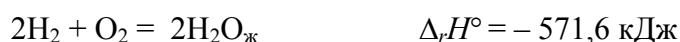
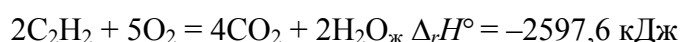
4. Вычислите изменение энтропии при переходе метанола из жидкого в газообразное состояние если $\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{\text{ж}}) = -239,5$ кДж/моль, а $\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{\text{г}}) = -202$ кДж/моль. Температура кипения метанола 64,5°C.

5. Константа равновесия реакции: $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ при 500 К равняется $1,79 \cdot 10^4$. Рассчитайте константу равновесия при 350 К если известно, что стандартная энтальпия этой реакции при 298 К равна $-113,6$ кДж/моль. В какую сторону сместиться равновесие реакции при понижении температуры? Зависимостью $\Delta_r H^\circ$ и $\Delta_r S^\circ$ от температуры можно пренебречь.

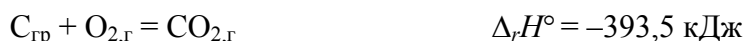
6. Для реакции: $\text{NO}_{2(\text{г})} + \text{SO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{NO}_{(\text{г})} + \text{SO}_{3(\text{г})}$ константы равновесия при температурах 150 и 100° С равны соответственно $1,26 \cdot 10^4$ и $6,29 \cdot 10^4$. Экзотермическая или эндотермическая эта реакция? В какую сторону смещается равновесие данной реакции при понижении температуры? Рассчитайте по приведенным данным энтальпию и энтропию реакции.

7. Для реакции $\text{CO}_{\text{г}} + \text{SO}_{3,\text{г}} = \text{CO}_{2,\text{г}} + \text{SO}_{2,\text{г}}$ $\Delta_f H^\circ_{298} = -184,1$ кДж и $\Delta G^\circ_{298} = -186,3$ кДж. Вычислите по приведенным данным константу равновесия реакции при 400°C.

8. Рассчитайте энтальпию образования ацетилена по энтальпиям реакций

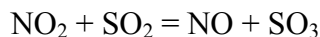


9. Вычислите энтальпию образования карбида вольфрама WC на основании энтальпий следующих реакций:



10. Определите, возможно ли при стандартных состояниях веществ и температуре 1000°C восстановление оксида железа Fe_3O_4 до свободного металла водородом. Зависимостью $\Delta_r H^\circ$ и $\Delta_r S^\circ$ от температуры можно пренебречь.

11. Запишите и рассчитайте константы равновесия реакции:



при 298 и 400 К. Температура кипения SO_3 равна $44,7^\circ\text{C}$,

Дополнительные термодинамические данные:

$$\Delta_f H^\circ(\text{SO}_{3,\text{ж}}) = -439 \text{ кДж/моль}, \quad S^\circ(\text{SO}_{3,\text{ж}}) = 128,4 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$$

12. Рассчитайте константу равновесия процесса $2\text{NO}_{2,\text{г}} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4,\text{г}}$ при стандартных состояниях всех веществ и температуре 350 К. Укажите направление смещения равновесия при данной температуре.
13. Для реакции $2\text{NO}_{\text{г}} + 2\text{H}_{2,\text{г}} = \text{N}_{2,\text{г}} + 2\text{H}_2\text{O}_{\text{г}}$ при 1000 К получены следующие экспериментальные данные:

$C(\text{NO})$, моль/л	$C(\text{H}_2)$, моль/л	Скорость появления N_2 моль/л с
0,012	0,002	$3 \cdot 10^{-3}$
0,012	0,004	$6 \cdot 10^{-3}$
0,002	0,012	$0,5 \cdot 10^{-3}$

Определите порядок реакции по NO и H_2 , напишите кинетическое уравнение реакции. Определите константу скорости при температуре 1000 К.

14. Определите энергию активации реакции, скорость которой увеличивается в 3 раза при повышении температуры от 20 до 30°C .
15. При температуре 600 К константа скорости реакции разложения оксида азота(IV) на NO и O_2 равна $84 \text{ л/моль}\cdot\text{с}$, а при температуре 640 К — $420 \text{ л/моль}\cdot\text{с}$. Определите энергию активации реакции и укажите порядок реакции.
16. Для реакции $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_6$ при 475°C константа скорости равна $0,47 \cdot 10^2 \text{ л/моль}\cdot\text{с}$, при 555°C — $8,2 \cdot 10^2 \text{ л/моль}\cdot\text{с}$. Рассчитайте энергию активации данной реакции и предэкспоненциальный множитель. Укажите общий порядок реакции.
17. В реакции синтеза фосгена $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ энергии активации прямой и обратной реакции равны 50 и 162 кДж/моль соответственно. Во сколько раз возрастут скорости прямой и обратной реакций при увеличении температуры от 100 до 150°C ? В какую сторону при этом сместится химическое равновесие?
18. Энергия активации реакции разложения дипропилового эфира составляет 250 кДж/моль. Катализатор снижает ее до 120 кДж/моль. Во сколько раз при 400°C в присутствии катализатора увеличивается скорость реакции? Считайте, что предэкспоненциальный множитель при введении катализатора не изменяется.
19. При температуре 500°C катализатор ускоряет реакцию разложения метилового эфира в 1000 раз. На сколько кДж при этом уменьшается энергия

- активации? Считайте, что предэкспоненциальный множитель при введении катализатора не изменяется.
20. Рассчитайте ионную силу раствора, в 1 л которого содержится 0,001 моль NaOH и 0,001 моль Na₂SO₄. Определите коэффициент активности, активность иона OH⁻ в этом растворе и его pH.
 21. Рассчитайте константу равновесия и pH 0,1 М раствора метиламина CH₃NH₂, если равновесная концентрация ионов CH₃NH₃⁺ в этом растворе равна 6,6·10⁻³ моль/л.
 22. Рассчитайте, на какое значение изменится pH 0,5 М раствора NH₃ при его разбавлении в 100 раз.
 23. Определите pH раствора, в 1 л которого содержится 0,01 моль HClO и 0,001 моль NaClO. Рассчитайте степень диссоциации HClO в этом растворе.
 24. Смешали 100 мл 0,01 М раствора NH₃ и 10 мл 0,01 М раствора соляной кислоты. Рассчитайте pH полученного раствора.
 25. Сколько г хлорида аммония следует добавить к 1 л 0,1 М раствора аммиака, чтобы получить раствор с pH равным 9. Изменением объема раствора можно пренебречь.
 26. Вычислите pH фосфатного буфера, содержащего 0,1 моль Na₂HPO₄ и 0,2 моль NaH₂PO₄.
 27. Найдите концентрацию ионов I⁻ в насыщенном растворе PbI₂.
 28. Сколько г кристаллического PbCl₂ можно растворить в 1 л 0,005 М раствора Pb(NO₃)₂.
 29. Определите, выпадет ли осадок при сливании 100 мл 0,1 М раствора ANO₃ и 100 мл 0,04 М раствора Na₂SO₄. Считая, что образовавшийся осадок находится в коллоидном состоянии, напишите строение мицеллы. Укажите знак заряда (±) коллоидной частицы.
 30. Рассчитайте pH насыщенного раствора Sr(OH)₂ и энергию Гиббса реакции растворения Sr(OH)₂ в воде при 298 К.
 31. Рассчитайте степень гидролиза и pH 0,01 М раствора KClO.
 32. Учитывая только I ступень гидролиза, рассчитайте концентрацию раствора ZnSO₄ pH которого равен 4,2.
 33. Степень гидролиза фторид-ионов в 0,1 М растворе NaF равна 1,2·10⁻⁵. Определите pH раствора и константу диссоциации HF.
 34. Рассчитайте концентрацию ионов свинца в растворе, если при pH=4 электродный потенциал реакции:

$$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$$
 равен 1,042 В.
 35. Методом ионно-электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении

$$\text{IO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$

Вычислите при 298 К стандартную энергию Гиббса и константу равновесия реакции

36. Вычислите при 298 К стандартную энергию Гиббса и константу равновесия реакции

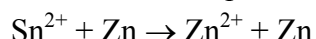


37. Запишите константу равновесия реакции и определите ее значение при 298 К



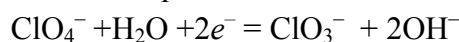
и сделайте вывод о направлении смещения ее равновесия.

38. Определите при 25°C и концентрациях ионов: $C(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$ моль/л, $C(\text{Sn}^{2+}) = 0,001$ моль/л разность электродных потенциалов ΔE реакции:



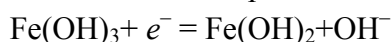
Рассчитайте ее константу равновесия.

39. Рассчитайте электродный потенциал полуреакции



при pH равном 10 и концентрациях ионов: $C(\text{ClO}_4^-) = 0,05$ моль/л, $C(\text{ClO}_3^-) = 0,001$ моль/л. Температура 298 К.

40. Рассчитайте электродный потенциал полуреакции



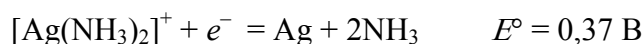
при pH равном 10.

41. Вычислите электродный потенциал свинца в насыщенном растворе PbCl_2 .

42. При какой концентрации ионов S^{2-} выпадет осадок из 0,001 М раствора соли $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, содержащего аммиак в концентрации 1 моль/л.

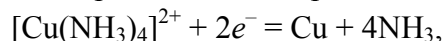
43. Вычислите концентрацию ионов S^{2-} , при которой начнется выпадение осадка CuS из 0,0001 М раствора $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, содержащего KCN в концентрации 1 моль/л.

44. Определите константу устойчивости комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, если известны стандартные электродные потенциалы реакций:

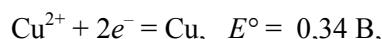


Число Фарадея $F = 96500$ Кл/моль.

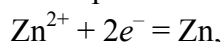
45. Определите при 298 К стандартный электродный потенциал реакции:



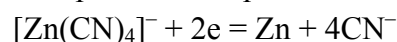
если известны — константа устойчивости иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ($\beta = 4,7 \cdot 10^{12}$) и при той же температуре стандартный электродный потенциал реакции:



46. Определите при 298 К стандартный электродный потенциал реакции:



если стандартный электродный потенциал реакции



при этой температуре равен $-1,26$ В. а константа устойчивости ком-

плексного иона $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ $\beta = 7,7 \cdot 10^{16}$. Число Фарадея $F = 96500$ Кл/моль.