

Оценочные материалы для промежуточной аттестации по дисциплине

Общая химия, 1 семестр

Код, направление подготовки	04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
Направленность (профиль)	Аналитическая химия
Форма обучения	Очная
Кафедра-разработчик	Химии
Выпускающая кафедра	Химии

Типовые задания для контрольной работы:

Раздел 1 Основные понятия и законы химии

1. Основные понятия химии: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическая реакция.
2. Химическая форма движения материи.
3. Место химии в ряду других естественных и гуманитарных наук.
4. Химическая эволюция материи.
5. Возникновение химических элементов.
6. Образование веществ. Развитие химических систем.
7. Основные этапы и диалектика развития химии. Натурфилософия. Алхимия.
8. Становление химии как науки.
9. Эпоха количественных законов.
10. Классическая химия.
11. Современный этап развития химии.
12. Атомно-молекулярное учение в современной химии.
13. Стехиометрические законы. Стехиометрические и нестехиометрические соединения. Дальтонида и бертоллиды.
14. Строгость законов сохранения.

Раздел 2. Основы химической термодинамики

1. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия.
2. Энтальпия вещества. Энтальпия химической реакции.
3. Закон Гесса. Энтальпия образования вещества.
4. Стандартное состояние вещества. Энтальпия химической связи.
5. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса).
6. Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах.
7. Понятие об энтропии. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности.
8. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов.
9. Термодинамическая активность.
10. Термодинамическое равновесие – неустойчивое, метастабильное, стабильное.

11. Константа равновесия химической реакции, ее связь со стандартной свободной энергией реакции.
12. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Условия равновесного сосуществования фаз.
13. Обратимые и необратимые химические реакции.
14. Установление химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Константа химического равновесия.
15. Уравнение изотермы и изобары химической реакции.
16. Прогнозирование смещения химического равновесия.

Раздел 3. Основы химической кинетики

1. Основы химической кинетики.
2. Основные понятия и концепции: скорость, константа скорости, молекулярность, порядок реакции первого, второго, нулевого порядков.
3. Понятие о сложных механизмах.
4. Выражения для констант скоростей реакции первого и второго порядка, время полупревращения.
5. Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения.
6. Обратимые химические реакции.
7. Закон действующих масс (ЗДМ) для химического равновесия.
8. Вывод выражения константы химического равновесия.
9. Зависимость константы химического равновесия от температуры (уравнения Гиббса-Гельмгольца и Вант-Гоффа).
10. Порядок и молекулярность реакции.
11. Экспериментальное определение порядка реакции.
12. Факторы, определяющие скорость реакции.
13. Теория активных соударений и переходного состояния для описания кинетики.
14. Энергия активации, уравнение Аррениуса. Энтропия активации.
15. Сущность понятия "энергия активации", ее изменение по ходу сложных реакций (например, S_E в бензоле).
16. Кинетическое обоснование принципа Ле-Шателье-Брауна.
17. Путь реакции.
18. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ.
19. Ингибирование реакции.
20. Ферментативный катализ.

Раздел 4. Многокомпонентные системы

1. Многокомпонентные системы. Компонент. Фаза.
2. Способы выражения состава многокомпонентных систем (концентрации компонентов).
3. Растворы (твердые, жидкие, газообразные).
4. Влияние условий на взаимную растворимость веществ.
5. Роль сольватации.
6. Общие свойства растворов. Механизм растворения.
7. Способы выражения концентраций.
8. Коллигативные свойства растворов.
9. Законы Вант-Гоффа, Рауля и следствие закона Рауля.
10. Осмос. Расчеты осмотического давления. Роль осмоса в биологии.
11. Криоскопия и эбуллиоскопия.

12. Специфика растворов электролитов. Основные понятия и законы.
13. Равновесные процессы в химии. Факторы, влияющие на смещение равновесия.
14. Особенности растворов высокомолекулярных веществ.
15. Типы взаимодействия веществ - образование смесей, растворов, соединений.
16. Процесс электролитической диссоциации как взаимодействие веществ.
17. Самоионизация.
18. Закон действующих масс в растворах электролитов.
19. Термодинамическая активность ионов.
20. Термодинамическая и концентрационная константы равновесия (в том числе диссоциации).
21. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.
22. Протолитические равновесия.
23. Кислоты, основания, амфолиты по Брэнстеду.
24. Вода как растворитель.
25. Дифференцирующие и нивелирующие растворители.
26. Автопротолиз.
27. Ионное произведение воды. рН.
28. Гидролиз катионов (как диссоциация кислот - аквакомплексов) и анионов (оснований по Бренстеду).
29. Необратимый гидролиз. Применение гидролиза.
30. Буферные растворы, природные буферные системы.
31. Кислоты и основания по Льюису.
32. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости (устойчивости). Двойные соли.
33. Равновесие осадок–раствор. ПР произведение растворимости.

Раздел 5. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы

1. Окислительно-восстановительные процессы.
2. Электродный потенциал. Водородный электрод. Уравнение Нернста.
3. Окислительно-восстановительный потенциал.
4. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции. Ряд напряжений.
5. Гальванические элементы и аккумуляторы.
6. Топливные элементы.
7. Электрохимическая коррозия.
8. Окислительно-восстановительные реакции в митохондриях клеток.
9. Электродный потенциал.
10. Водородный электрод.
11. Уравнение Нернста.
12. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.
13. Ряд напряжений.
14. Электролиз.
15. Напряжение разложения.
16. Перенапряжение.
17. Особенности электролиза концентрированных растворов.

Раздел 5. Строение атома и Периодический закон Д.И. Менделеева

1. Атомно-молекулярное учение.
2. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.

3. Строение электронной оболочки.
4. Электронное строение атома.
5. Понятие об описании квантовых систем с помощью волновой функции.
6. Электронная плотность вероятности. Радиальная плотность вероятности.
7. Атомные орбитали. s-, p-, d-, f-АО.
8. Энергетические диаграммы атомов. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда.
9. Размер атомов и ионов. Орбитальный, кристаллохимический и ковалентный радиусы атома.
10. Ионизационный потенциал. Сродство к электрону. Электроотрицательность.
11. Периодический закон Д.И. Менделеева, его физическое обоснование.
12. Особенность тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона.

Раздел 6. Химическая связь

1. Химическая связь. Характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, валентный угол. Перекрывание АО как условие образования связи.
2. Типы перекрывания. Образование связывающих, антисвязывающих и несвязывающих молекулярных орбиталей (МО).
3. Эффективность (плотность) перекрывания в зависимости от симметрии, относительной энергии АО и расстояния между ядрами.
4. Кратные связи.
5. Метод молекулярных орбиталей в форме ЛКАО-МО.
6. Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов.
7. Электронодефицитные и электроноизбыточные связи.
8. Кратность связи.
9. Магнитные свойства молекул и веществ.
10. Полярность связи и эффективный заряд на атоме. Молекула LiH как пример ионного соединения.
11. Принципы построения энергетических диаграмм простейших многоатомных молекул (CH₄, NH₃, H₂O). Делокализованные (многоцентровые) π -связи (на примере анионов неорганических оксокислот).
12. Дипольный момент молекулы. Полярные и неполярные молекулы.
13. Координационное число.
14. Катионные, анионные и нейтральные комплексы.
15. Номенклатура.
16. Типичные комплексообразователи и лиганды. Моно- и полидентантные лиганды.
17. Применение метода ЛКАО-МО к описанию химической связи на примерах тетраэдрического иона NH₄⁺ и оксоанионов неорганических кислот и октаэдрических аква-, галогено-, амино- и цианокомплексов d-элементов.
18. π -Связывание. Стабилизация в поле лигандов.
19. Стабильность и реакционная способность комплексных соединений в зависимости от электронного строения.
20. Изомерия.
21. Изменение свойств ионов и молекул при вхождении во внутреннюю сферу комплекса (на примере аквакомплексов как кислот).

Темы лабораторных работ

Техника безопасности при работе в химических лабораториях. Атомно-молекулярное учение. Определение молекулярной массы углекислого газа.

Ознакомление с некоторыми операциями лабораторной химической практики и измерительными приборами.

Термодинамика и направление протекания химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения.

Определение теплового эффекта процесса.

Скорость гомогенных химических реакций. Определение общего порядка реакции.

Определение энергии активации реакции. Химическое равновесие.

Теория растворов, механизм растворения газов, жидкостей твердых тел. Способы выражения концентраций растворов. Приготовление растворов с заданным содержанием растворенного вещества, титрование раствора. Коллигативные свойства растворов

Свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Ионные реакции. Гидролиз солей.

Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительный потенциал. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции. Ряд напряжений. Электрохимические процессы. Гальванический элемент. Электролиз.

Строение атома и периодичность свойств элементов.

Химическая связь и ее характеристики. Метод ВС и МО, ионная, металлическая и водородная связь, силы Ван-дер-Ваальса.

Комплексные соединения.

1. Общая химия: учебно-методическое пособие / Крайник В.В., Денисова С.А., Прохоренко Л.Г., Журавлева Л.А. // Сургут: ГБОУ ВПО "Сургутский государственный университет", 2013;
2. Глинка Н.Л. Общая химия: Практикум / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестеров // Москва: Юрайт, 2019;
3. Иванов М.Г. Общая химия: Практикум / М.Г. Иванов, В.В. Вайтнер, О.А. Антропова // Екатеринбург: УФУ, 2016.

Примеры заданий для индивидуальной работы

1. Определить молярные массы: оксида фосфора (V), азотистой кислоты, гидроксида железа (III), сульфата натрия.
2. Масса 2,24 л газа (н.у.) равна 2,8 г. Чему равна молекулярная масса газа? Какой это газ?
3. Алюминий массой 10,8 г сплавил с серой массой 2,4 г. Вычислите количество вещества сульфида алюминия, который образуется в результате реакции.
4. Написать формулы оксидов азота (I, II, III, IV, V) и хрома (II, III, VI).
5. При соединении 1,50 г натрия с избытком хлора образовалось 3,81 г хлорида натрия. Найти молярную массу эквивалента натрия, если известно, что молярная масса эквивалента хлора равна 35,45 г/моль.
6. На разложение некоторого количества оксида меди (II) было затрачено 12,8 кДж теплоты. При этом образовалось 5,0 г меди. Определить энтальпию образования оксида меди.

7. Сколько литров CO_2 (н.у.) выделится при действии избытка HCl на 500 мл 2 н. раствора Na_2CO_3 ?
8. Определить массовую долю $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в растворе, полученном смешиванием 300 г 10% и 500 г 2% растворов $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.
9. Раствор 9,2 г йода в 100 г метанола закипает при 65°C , а чистый метанол кипит при $64,7^\circ\text{C}$ ($E_{\text{метанола}} = 0,84$). Из скольких атомов состоит молекула йода в растворе метанола?
10. При какой концентрации уксусная кислота диссоциирована на 12%? $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,9 \cdot 10^{-5}$.
11. Найти молярную концентрацию ионов H^+ в растворе, если концентрация гидроксил-ионов $[\text{OH}^-]$ в нем составляет $7,4 \cdot 10^{-11}$, определить pH. Указать среду.
12. Написать в ионно-молекулярной форме реакции взаимодействия:
- сульфида калия и нитрата цинка;
 - сульфата меди и гидроксида натрия.
13. Для каких солей гидролиз протекает ступенчато? Привести примеры солей, гидролиз которых проходит в две, в три ступени, написать уравнения реакций их гидролиза.
14. Для реакции выполнить следующие задания:
- определить тип ОВР;
 - методом электронного (или ионно-электронного) баланса подобрать коэффициенты в уравнении реакции, указав окислитель и восстановитель.



15. Вычислить потенциал серебряного электрода в растворе, содержащем ионы серебра с концентрацией $6 \cdot 10^{-12}$ моль/л.
16. Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из цинковой и висмутовой пластинок, погруженных соответственно в 0,1 М раствор нитрат цинка и 2 М раствор нитрата висмута. Напишите уравнение электродных процессов, протекающих при работе элемента.
17. Вычислите объем хлора, выделенного при электролизе хлорида натрия током силой 10 А в течение 0,5 ч. Запишите схему процесса электролиза водного раствора хлорида натрия.

Контрольная работа

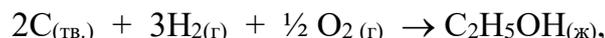
Билет № 1

- Классификация, основы номенклатуры неорганических веществ, координационных соединений. Важнейшие представители минеральных кислот, оснований, солей. Их номенклатура.
- Подобрать стехиометрические коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:

$$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- Описать электронную и пространственную структуру координационного соединения: $[\text{Pt}(\text{C}_2\text{H}_2)\text{Cl}_2]$.
- Вычислить константы кислотности муравьиной, уксусной, бензойной, монохлоруксусной, пировиноградной, молочной кислот, записать формулы,

расположить соединения в ряд увеличения кислотности, объяснить ряд, если pK_k соответственно составляют 3,75; 4,75; 4,30; 2,87; 2,49; 3,87.

5. Вычислить изменение стандартной энтальпии образования этилового спирта по реакции:



стандартные энтальпии сгорания углерода, водорода, этилового спирта равны – 393,51; – 285,84; – 1366,9 кДж/моль, соответственно.

Билет № 2

1. Электронная теория атомов и молекул. Электронная структура атомов в зависимости от положения в периодической системе Д.И. Менделеева (П.С.). Структура *s*-, *p*-, *d*-элементов. Прогнозирование их свойств на основе положения в периодической системе элементов.

2. Подобрать стехиометрические коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:



3. Описать электронную и пространственную структуру координационного соединения: $[Cr(C_6H_6)_2]$.

4. Вычислить pK_k анилина, *n*-метиланилина, пиридина, пиперидина, пиразола, записать формулы, расположить соединения в ряд увеличения основности, если K_k составляют $2,6 \cdot 10^{-5}$; $7,6 \cdot 10^{-6}$; $5,9 \cdot 10^{-6}$; $6,0 \cdot 10^{-12}$; $2,98 \cdot 10^{-3}$ соответственно. Объяснить ряд на основе электронной структуры молекул.

5. Вычислить изменение стандартной энтальпии реакции разложения 54 г глюкозы:



если стандартные теплоты образования одного моля глюкозы, спирта и диоксида углерода составляют – 1273; – 277,6; – 393,5 кДж/моль соответственно.

Билет № 3

1. Сравнение окислительно-восстановительных свойств, способности к комплексообразованию, ионизация *s*-, *p*- и *d*-элементов. Примеры окислительно-восстановительных реакций неорганических и органических соединений. Методом электронного баланса подобрать стехиометрические коэффициенты реакции:

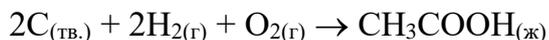


2. Описать электронную и пространственную структуру координационного соединения: $[Cr(C_6H_6)_2]Cl_3$.

3. Вычислить молярную, моляльную, моль-эквивалентную концентрации 10%-го раствора серной кислоты с плотностью $\rho = 1,06$ г/мл.

4. Записать выражение расчета *pH* бикарбонатного буфера. Вычислить оптимальное соотношение бикарбонат ионов и $P(CO_2)$ для крови с *pH* 7,4 и $K_k(H_2CO_3) = 4,57 \cdot 10^{-7}$.

5. Вычислить стандартную теплоту образования уксусной кислоты по реакции:



из значений энтальпий реакций сгорания: $\Delta H^\circ CH_3COOH_{(ж)} = -870,86$ кДж/моль;
 $\Delta H^\circ C_{(тв.)} = -393,13$ кДж/моль; $\Delta H^\circ H_{2(г)} = -285,58$ кДж/моль.

Билет № 4

1. Основы теории молекулярных орбиталей и теории направленных валентностей (гибридизации). Природа ковалентных связей в молекулах элементов I и II периодов ПС. Электронная структура молекул: F_2 ; O_2 ; H_2 ; N_2 в терминах теории молекулярных орбиталей (МО ЛКАО) и теории гибридизации.

2. Подобрать стехиометрические коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:



3. Вычислить константу диссоциации и pH 0,05 М раствора уксусной кислоты, если степень диссоциации составляет 1,9%.

4. Вычислить молярную массу неэлектролита, если давление пара над раствором 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона составляет 21854,40 Па. Давление пара ацетона при этой температуре равно 23939,35 Па.

5. Графическим методом рассчитать константу Михаэлиса (K_M) и максимальную скорость (V_{max}), если в эксперименте получены значения скоростей: 0,041; 0,031; 0,027; 0,023 моль/л·с при концентрациях субстрата $5 \cdot 10^{-3}$; $2 \cdot 10^{-3}$; $1,4 \cdot 10^{-3}$; $1,1 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Форма текущего контроля: опрос, проверка навыков решения задач, контрольная работа.

Вопросы для экзамена по дисциплине «Общая химия»

1. Значение химических знаний в подготовке специалиста.
2. Классификация, основы номенклатуры неорганических веществ, координационных соединений. Важнейшие представители минеральных кислот, оснований, солей. Их номенклатура.
3. Электронная теория атомов и молекул.
4. Электронная структура атомов в зависимости от положения в периодической системе Д.И. Менделеева (П.С.).
5. Структура s-, p-, d-элементов. Прогнозирование их свойств на основе положения в периодической системе элементов.
6. Квантование энергии электронов.
7. Характеристика групп и периодов ПС. Особенности электронной конфигурации переходных металлов.
8. Сравнение окислительно-восстановительных свойств, способности к комплексообразованию, ионизация s-, p- и d-элементов. Примеры окислительно-восстановительных реакций неорганических и органических соединений. Методом электронного баланса подобрать стехиометрические коэффициенты реакции.
9. Основы теории молекулярных орбиталей и теории направленных валентностей (гибридизации).
10. Природа ковалентных связей в молекулах элементов I и II периодов ПС.

11. Электронная структура молекул: F_2 ; O_2 ; H_2 ; N_2 в терминах теории молекулярных орбиталей (МО ЛКАО) и теории гибридизации.
12. Электронная теория строения молекул.
13. Ковалентные полярные и неполярные связи.
14. Описание электронной и пространственной структуры молекул CH_4 , C_2H_6 , N_2 , NH_3 , H_2O , CO , H_2S в терминах теории направленных валентностей (гибридизации).
15. Понятие о донорно-акцепторных и Ван-дер-Ваальсовых взаимодействиях.
16. Взаимосвязь электронной и пространственной структуры координационных соединений.
17. Ряд поляризующей активности лигандов.
18. Электронная пространственная структура координационных соединений d-элементов, описать структуру комплексов.
19. Вода. Роль воды и растворов в жизнедеятельности человека.
20. Физико-химические свойства воды, обуславливающие ее уникальную роль как единственного биорастворителя.
21. Ионное произведение воды, pH растворов.
22. Понятие об идеальных растворах.
23. Основы теории растворов.
24. Растворимость химических соединений, ее изменение при изменении температуры. Механизм диффузии. Природа взаимодействия растворителя и растворенных веществ.
25. Водные растворы электролитов. Степень диссоциации, изотонический коэффициент, закон разбавления Оствальда.
26. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, моляльность, нормальность. Перерасчет массовой доли и молярной концентрации.
27. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Влияние электролитов на растворимость газов (закон И.М. Сеченова).
28. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов и неэлектролитов.
29. Закон Рауля и его следствия. Понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора.
30. Осмос, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Криоскопия.
31. Основы теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа ионизации слабого электролита.
32. Закон разведения Оствальда. Общие положения теории Дебая-Хюккеля. Ионная сила растворов.
33. Протолитические равновесия в растворах.
34. Константы, экспоненты констант кислотности и основности. Диссоциация аминокислот, K_K и pK_K . Изоэлектрическая точка.
35. Изменение кислотности в ряду аминокислот по сравнению с соответствующими карбоновыми кислотами и аминами.
36. Кислотно-основные свойства химических соединений.
37. Диссоциация кислот и сопряженных кислот, электронная природа кислотности и основности химических соединений, константы и экспоненты кислотности, их зависимость от строения молекул.
38. Механизм действия буферных систем. Расчет pH буферных растворов.
39. Буферные системы и их емкость: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, протеиновая.

40. Осмотические свойства растворов электролитов. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент его связь со степенью диссоциации. Роль осмоса в биологических системах.
41. Диссоциация аминокислот, K_k и pK_k Изоэлектрическая точка. Изменение кислотности в ряду карбоновых кислот и аминов, ее зависимости от влияния донорных и акцепторных заместителей.
42. Атом. Строение атома. Положение в периодической системе, распространенность и формы нахождения в природе.
43. Специфика элемента и его соединений.
44. Электронная оболочка атома, значения энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательность, характерные степени окисления.
45. Простые вещества: формы существования и физические свойства, характер и энергия связи, фазовые превращения, реакционная способность.
46. Взаимодействие с элементами, рассмотренными ранее: условия протекания реакций, их термодинамические и кинетические характеристики. Продукты. Электронное строение и пространственная структура получаемых соединений, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность.
47. Взаимодействие простых веществ и соединений с водой и их состояние в водных растворах. Характерные кислотно-основные и окислительно-восстановительные превращения в растворах.