

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ВОПРОСЫ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ для студентов 1 курса ВФ 2020-2021 уч. год

1.1 Основные законы и понятия химии

1. Место химии в системе естественных наук. Связь химии и биологии. Химизация сельского хозяйства.
2. Атомно-молекулярное учение. Молекула, химический элемент. Ag и Mg. Моль. Молярная масса. Закон Авогадро.
3. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярные массы эквивалентов элементов и химических соединений.

1.2. Основные закономерности протекания химических реакций

4. Понятие о системе и фазе. Системы гомогенные и гетерогенные, открытые, закрытые и изолированные. Внутренняя энергия системы.
5. Тепловые эффекты реакций (ТЭР). Термохимические уравнения. I закон термохимии. Энтальпия. II закон термохимии (закон Гесса) и его следствия. Определение на его основе ТЭР. Определения калорийности пищи и кормов.
6. Энтропия – мера беспорядка в системе. Расчет изменения энтропии в ходе реакции.
7. Второй закон термодинамики. Свободная энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Экзэргонические и эндэргонические реакции. Связь свободной энергии с энтальпией и энтропией.
8. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакций. Порядок реакции.
9. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
10. Катализаторы, механизм действия катализаторов. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферменты - биологические катализаторы.
11. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие, константа равновесия. Принцип Ле-Шателье. Связь свободной энергии и константы равновесия.

1.3. Строение вещества

12. Современные представления о строении атома. Двойственная природа электрона. Формула де-Бройля, принцип Гейзенберга. Атомная орбиталь. Квантовые числа, характеризующие состояние электрона.
13. Электронная оболочка атома, ее строение. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского.
14. Ковалентная связь. Объяснение ковалентной связи в рамках метода валентных связей (ВС). Определение валентности по методу ВС. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
15. Направленность ковалентной связи, σ - и π -связи. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрическая форма молекул. Строение молекулы аммиака и воды.
16. Полярные и неполярные молекулы. Дипольный момент. Ионная связь, свойства ионной связи, примеры веществ с ионной связью.
17. Межмолекулярные взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь. Биологическая роль водородной связи.
18. Метод молекулярных орбиталей (МО – ЛКАО). Связывающие и разрыхляющие орбитали. Заполнение МО. Кратность связи. Электронно-графическая схема молекулы кислорода.

1.4. Растворы

19. Растворы. Растворитель. Растворимое вещество. Сольваты. Гидраты. Энергетика растворения. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ в воде. Закон Генри. Закон Сеченова. Растворы в живом организме.
20. Способы выражения состава растворов. Массовая доля (процентная концентрация по массе), объемная доля, мольная доля. Молярная, моляльная, нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента).
21. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Растворы изотонические, гипотонические, гипертонические. Роль осмотического давления в биологических системах.

22. Свойства растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Повышение температуры кипения, понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем (законы Рауля). Определение молекулярной массы растворенного вещества.
23. Слабые электролиты. Степень диссоциации, влияние на нее различных факторов. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.
24. Сильные электролиты. Активность и коэффициент активности иона. Ионная сила раствора.
25. Свойства водных растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Основы теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, солей, оснований. Гидратация ионов. Электролиты в организме животных и человека.
26. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Индикаторный и электрометрический методы определения рН. Значение ионов водорода для биологических систем.
27. Буферные растворы. Виды буферных растворов и механизм их действия. Буферные растворы в организме животных. Буферная емкость.
28. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Типичные случаи гидролиза солей.

1.5. Окислительно-восстановительные реакции

29. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Примеры окислителей и восстановителей. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные процессы в живом организме.
30. Электродные, окислительно-восстановительные потенциалы. Устройство водородного электрода. Направление окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста. Определение ЭДС (E^0) и связь со свободной энергией Гиббса (ΔG).

1.6. Комплексные соединения

33. Комплексные соединения. Особенности структуры комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях. Внутрикмплексные соединения.
34. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Номенклатура комплексных соединений. Биологическая роль комплексных соединений.

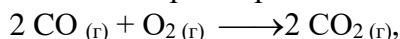
1.7. Химия элементов

35. Общая характеристика элементов VII А группы. Химические свойства фтора, хлора. Фтор как микроэлемент.
36. Соляная кислота, хлориды, реакции обнаружения хлоридов. Кислородсодержащие соединения хлора. Хлорноватистая, хлорноватая, хлорная кислоты и их соли. Хлорная известь, свойства активного хлора.
37. Характеристика химических свойств брома и йода. Йод как микроэлемент. Водородные и кислородсодержащие соединения этих элементов, реакции обнаружения Br^- и I^- -ионов.
38. Элементы VI А группы. Общая характеристика. Кислород. Озон, озоновый слой Земли. Роль кислорода в жизнедеятельности организмов.
39. Вода. Строение молекулы, физические и химические свойства. Биологическая роль. Кристаллогидраты. Аквакомплексы. Жесткость воды, устранение временной и постоянной жесткости.
40. Пероксид водорода. Химические свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Пероксид водорода в организме. Применение пероксида водорода в ветеринарии.
41. Сера как органогенный элемент. Физические и химические свойства серы. Водородные соединения серы. Сероводород, сероводородная кислота, сульфиды. Реакции обнаружения сульфидов.
42. Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Сернистая кислота и ее соли. Реакции обнаружения SO_3^{2-} -ионов. Использование соединений серы в сельском хозяйстве.
43. Оксид серы (VI). Серная кислота, химические свойства, взаимодействие с металлами. Реакции обнаружения солей серной кислоты.
44. Элементы V А группы. Общая характеристика элементов группы. Азот, физические и химические свойства. Азот как органогенный элемент. Азотные удобрения.
45. Водородные соединения азота. Аммиак, характерные реакции. Использование аммиака и солей аммония в сельском хозяйстве, животноводстве.

46. Кислородные соединения азота. Оксиды. Азотистая кислота, нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность. Реакции обнаружения нитрит-ионов.
47. Химические особенности азотной кислоты, ее взаимодействие с металлами. Реакции обнаружения NO_3^- -ионов. Токсическое действие нитратов и нитритов.
48. Фосфор. Общая характеристика: электронное строение атома, степень окисления, биологическая роль. Соединения фосфора с водородом и металлами.
49. Кислородные соединения фосфора. Фосфорные кислоты и их соли. Реакции обнаружения солей фосфорной кислоты. Применение соединений фосфора в сельском хозяйстве. Фосфорные удобрения и подкормки.
50. Мышьяк. Соединения мышьяка с водородом и металлами. Кислородсодержащие соединения мышьяка. Токсичность соединений мышьяка.
51. Элементы IV A группы. Общая характеристика: электронное строение атома, степень окисления, валентные состояния. Оксид углерода (IV). Карбонаты и гидрокарбонаты. Оксид углерода (II). Циановодородная кислота. Цианиды.
52. Элементы группы I A. Общая характеристика, натрия, калия электронное строение атома, степень окисления. Оксиды, гидроксиды, соли. Химические свойства, биологическая роль. Применение в ветеринарии соединений Na и K.
53. Элементы группы II A. Общая характеристика. Магний. Кальций. Роль кальция в жизнедеятельности организмов. Соединения магния и кальция. Реакции обнаружения Ba^{2+} - и Mg^{2+} -ионов. Применение в животноводстве соединений кальция.
54. d-элементы. Общая характеристика. Ртуть, свойства ртути и ее соединений. Токсичность соединений ртути. Реакции обнаружения Hg^{2+} ионов.
55. Цинк. Общая характеристика. Соединения цинка. Реакции обнаружения Zn^{2+} -ионов. Комплексные соединения. Биологическая роль.
56. Подгруппа меди. Химические свойства меди. Реакции обнаружения Cu^{2+} -ионов. Применение соединений меди в сельском хозяйстве.
57. Марганец, общая характеристика. Химические свойства марганца. Реакции обнаружения Mn^{2+} -ионов. Марганец как биогенный элемент.
58. Семейство железа, химические свойства. Железо, как биогенный элемент. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа. Комплексообразование. Реакции обнаружения соединений железа (II) и железа (III).
59. Хром. Общие свойства: электронное строение атома, степень окисления, валентность. Реакции обнаружения соединений хрома (III). Биологическое значение хрома.
60. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли. Химические свойства, окислительная способность. Хлорная известь, активный хлор.
61. Галогеноводородные кислоты и их соли. Получение, химические свойства, реакции обнаружения галогенид-ионов.

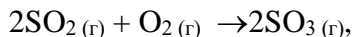
2. Практические задачи

1. При сгорании 40 г серы выделилось 303 кДж энергии. Определить стандартную энтальпию образования сернистого газа SO_2 .
2. Найти количество теплоты, выделяющееся при сгорании 60 л оксида углерода.



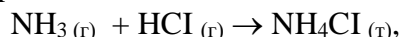
если $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{CO}) = -110,5$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{CO}_2) = -393,51$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{O}_2) = 0$ кДж/моль.

3. Определить тепловой эффект реакции:



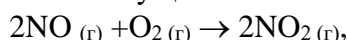
если $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{SO}_2) = -296,9$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{SO}_3) = -395,2$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{O}_2) = 0$ кДж/моль.

4. Вычислить изменение энтропии в реакции:



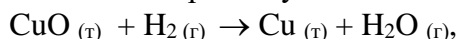
если $S^\circ(\text{NH}_3) = 192,5$; $S^\circ(\text{HCl}) = 186,7$; $S^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}) = 94,56$ (Дж/моль К).

5. Определить ΔG° реакции и возможность ее осуществления



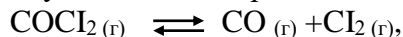
если $\Delta G^\circ(\text{NO}) = 86,69$ кДж/моль, $\Delta G^\circ(\text{NO}_2) = 51,84$ кДж/моль, $\Delta G^\circ(\text{O}_2) = 0$ кДж/моль.

6. Возможно ли восстановление CuO в стандартных условиях водородом:



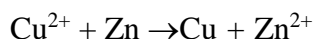
если $\Delta G^\circ(\text{CuO}) = -127,19$ кДж/моль, $\Delta G^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -228,8$ кДж/моль,
 $\Delta G^\circ(\text{H}_2) = 0$ кДж/моль, $\Delta G^\circ(\text{Cu}) = 0$ кДж/моль?

7. В системе $\text{Cl}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(г)}$ концентрацию Cl_2 увеличили в 2 раза, а концентрацию H_2 - в 5 раз. Как изменится скорость прямой реакции?
8. Рассчитайте константу химического равновесия для реакции:



если начальная концентрация COCl_2 была 12 моль/л, а к моменту равновесия прореагировало 25% этого вещества.

9. Определите возможность протекания (энергию Гиббса), а также ЭДС (E°) окислительно-восстановительной реакции при 25°C.



если $\varphi(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337\text{В}$; $\varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{В}$.

10. Определите молярную и эквивалентную концентрацию раствора, в 100 мл которого содержится 0,033 г фосфорной кислоты.
11. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 100 мл 0,8 М раствора? Как приготовить такой раствор?
12. Определите, при какой температуре замерзает 0,3 моляльный водный раствор глюкозы, если $K_{\text{воды}} = 1,86^\circ$.
13. Рассчитайте, сколько граммов соляной кислоты содержится в 300 мл 30% раствора с плотностью 1,2 г/мл.
14. Сколько мл 96% H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) необходимо взять для приготовления 300 г 20% раствора ее?
15. В каком объемном соотношении нужно смешать 36% HCl ($\rho = 1,18$ г/мл) и воду, чтобы получить 20% раствор?
16. Сколько мл 90% H_2SO_4 ($\rho = 1,82$ г/мл) необходимо взять, чтобы приготовить 500 мл 0,1 н раствора?
17. Как приготовить 0,5 л 0,2 н раствора серной кислоты из концентрированной кислоты с массовой долей 96% ($\rho = 1,84$ г/мл)? Сделайте соответствующие вычисления.
18. Из 500 г 30% раствора Na_2SO_4 выпарили 150 г воды. Чему равна массовая доля Na_2SO_4 в полученном растворе?
19. Определите массовую долю CuSO_4 в растворе, полученном при растворении 80 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) в 450 г воды.

20. Сколько граммов медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) и воды необходимо взять для приготовления 200 г 5% медного купороса (в расчете на безводную соль)?
21. В каком массовом соотношении нужно смешать 20 % раствор NaOH и воду, чтобы получить 15 %?
22. Плотность 60% раствора азотной кислоты равна 1,37 г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора.
23. В 200 мл воды растворили 10 г нитрата калия. Определить молярную, эквивалентную концентрацию и массовую долю соли в растворе ($\rho=1,05$ г/мл).
24. Определите молярную, эквивалентную концентрацию раствора соляной кислоты, если его плотность 1,1 г/мл, а массовая доля кислоты равна 20 %.
25. Определите степень диссоциации уксусной кислоты в 0,001М растворе CH_3COOH ($K_{\text{д}}=1,8 \cdot 10^{-5}$).
26. Определите молекулярную массу неэлектролита, если его раствор, содержащий 2 г вещества в 100 мл воды, замерзает при температуре $-0,096^\circ\text{C}$. ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$)
27. pH желудочного сока повысился с 2,0 до 6,0. Как изменилась концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов?
28. Вычислите активности (активные концентрации) ионов Mg^{2+} и Cl^- в 0,001М MgCl_2 .
29. Определите pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH .
30. Определите концентрацию раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5 ($K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
31. Как изменится pH 0,2 М раствора уксусной кислоты, если его разбавить в 10 раз? ($K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
32. Кажущаяся степень диссоциации хлорида калия в 0,01 М растворе равна 0,9. Чему равно осмотическое давление этого раствора при 27°C ?
33. Рассчитайте осмотическое давление раствора при 26°C , если в 200 мл раствора находится 5,3 г карбоната натрия ($\alpha_{\text{каж}} = 0,8$).
34. 37. Определите молекулярную массу неэлектролита, если его раствор, содержащий 2 г вещества в 400 мл воды, кипит при $100,03^\circ\text{C}$ ($E = 0,52^\circ$).
35. Определите концентрацию ионов водорода и pH 0,001 М раствора NaOH .
36. Определите pH 0,01 Н раствора уксусной кислоты ($\alpha_{\text{дис}} = 0,01$).
37. Определите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе, pH которого =4.
38. Рассчитайте pH буферного раствора, состоящего из слабого основания и соли этого основания, если концентрация каждого компонента равна 0,05 моль/л ($K_{\text{досн.}} = 3,0 \cdot 10^{-6}$).
39. Рассчитайте pH буферного раствора, образующегося при сливании равных объемов растворов уксусной кислоты и ацетата натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л ($K_{\text{дк-т.}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$).
40. В 1 л буферного раствора содержится 3,5 г гидроксида аммония и 5,35 г хлорида аммония. Рассчитайте pH аммонийного буферного раствора, если $K_{(\text{NH}_4 \text{ OH})} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
41. Определить температуру кипения 0,06 моляльного раствора неэлектролита. $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52^\circ$.
42. Определить массовую долю вещества в растворе, полученного смешиванием 500 г 20%-го и 200г 50%-го (по массе) растворов этого вещества.
43. В каком массовом соотношении нужно смешать 50%-ный и 20%-ный растворы Na_2SO_4 , чтобы получить 35%-ный раствор?
44. Давление насыщенного пара при 25°C составляет 24 мм рт. ст.. Как изменится давление над раствором при растворении в 1 л воды 18 г глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)?
45. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции:
 $4 \text{HCl} + \text{O}_2 = 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ в прямом направлении при 25°C , если:
 $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{HCl}) = -92,3$ кДж/моль; $S^\circ(\text{HCl}) = 186,7$ Дж/моль · К;
 $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{O}_2) = 0$; $S^\circ(\text{O}_2) = 205,03$ Дж/моль · К;
 $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{Cl}_2) = 0$; $S^\circ(\text{Cl}_2) = 223$ Дж/моль · К;
 $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}) = 241,84$ кДж/моль; $S^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 188,74$ Дж/моль · К;
46. Вычислить окислительно-восстановительный потенциал для системы:
 $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
Если $C(\text{MnO}_4^-) = 10^{-5}$ моль/л; $C(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-2}$ моль/л; $\text{pH} = 3$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51$ В.