

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1 КУРСА ФВМ ССПВО 2020-2021 УЧ.Г.

1. Общая химия

1.1. Основные законы и понятия химии

1. История развития общей и неорганической химии. Предмет и задачи химии. Место химии в системе естественных наук. Химия и биология. Химизация сельского хозяйства.
2. Атомно-молекулярное учение. Атом, молекула, химический элемент. Ag и Mg. Моль. Молярная масса. Число Авогадро.
3. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон Авогадро и следствия из него.
4. Закон эквивалентов. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента элемента и химических соединений.

1.2. Основные закономерности протекания химических реакций

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

1.3. Растворы

13. Растворы, виды растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ в воде. Закон Генри. Закон Сеченова. Растворы в живом организме.
14. Способы выражения состава растворов. Массовая доля растворенного вещества. Молярная, моляльная, нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента), титр.
15. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Растворы изотонические, гипотонические, гипертонические. Роль осмотического давления в биологических системах.

16. Свойства растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Повышение температуры кипения, понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем (законы Рауля).
17. Свойства водных растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Основы теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, солей, оснований. Электролиты в организме животных и человека.
18. Сильные электролиты. Слабые электролиты. Константа диссоциации. Степень диссоциации, влияние на нее различных факторов. Закон разведения Оствальда.
19. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Индикаторный и электрометрический методы определения рН. Значение ионов водорода для биологических жидкостей.
20. Буферные растворы. Виды буферных растворов и механизм их действия. Буферные растворы в организме животных. Буферная емкость.
21. Коллоидные растворы: методы получения, способы очистки. Молекулярно-кинетические и оптические свойства коллоидных растворов. Коллоидные растворы в живом организме.
22. Мицелла - коллоидная частица. Электрофорез, электроосмос. Устойчивость коллоидных растворов. Коагуляция, пептизация, коллоидная защита.

1.4. Комплексные соединения

23. Комплексные соединения. Особенности структуры комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях.
24. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Номенклатура комплексных соединений. Биологическая роль комплексных соединений.

2. Основы аналитической химии

25. Качественный анализ. Аналитические реакции. Титриметрический (объемный) анализ. Титр, титрованные растворы, способы их получения (растворы стандартные и стандартизированные). Мерная посуда. Точка эквивалентности, ее определение. Вычисления по результатам анализа.
26. Метод кислотно-основного титрования. Индикаторы. Определение карбонатной жесткости воды.
27. Метод комплексонометрии, индикаторы, механизм их действия, вычисления. Определение общей жесткости воды.
28. Физико-химические методы анализа. Оптические (спектральные) методы анализа. Спектрофотометрия, теоретические основы метода, закон Бугера-Ламберта-Бэра.

3. Химия биогенных элементов

29. Общая характеристика элементов VII А группы. Физические и химические свойства фтора, биологическая роль. Плавиковая кислота, фториды. Токсичность галогенов.
30. Хлор, физические и химические свойства, биологическая роль. Соляная кислота, хлориды. Хлорная известь.
31. Бром и иод. Физические и химические свойства, биологическая роль. Водородные соединения брома и иода.

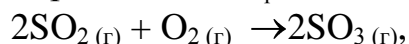
32. Общая характеристика элементов VI A группы. Кислород, его физические и химические свойства. Озон, озоновый слой Земли. Роль кислорода в жизнедеятельности организмов.
33. Вода, физические и химические свойства. Биологическая роль. Кристаллогидраты. Аквакомплексы.
34. Пероксид водорода. Химические свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Пероксид водорода в организме. Применение пероксида водорода в ветеринарии.
35. Сера как органогенный элемент. Физические и химические свойства серы. Использование соединений серы в сельском хозяйстве.
36. Водородные соединения серы. Сероводород, физические и химические свойства, токсичность. Сероводородная кислота, сульфиды.
37. Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Сернистая кислота и ее соли.
38. Оксид серы (VI). Серная кислота, химические свойства, взаимодействие с металлами. Использование сульфатов в ветеринарии.
39. Тиосульфат натрия. Окислительно-восстановительная двойственность тиосульфата натрия. Применение тиосульфатов в ветеринарной практике.
40. Общая характеристика элементов V A группы. Азот, физические и химические свойства. Биологическая роль азота. Азотные удобрения.
41. Водородные соединения азота. Аммиак, характерные реакции, токсичность. Использование аммиака и солей аммония в сельском хозяйстве, животноводстве.
42. Кислородные соединения азота. Оксиды азота, их токсичность. Азотистая кислота, нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов, токсичность.
43. Физические и химические свойства азотной кислоты. Токсическое действие нитратов.
44. Фосфор, физические и химические свойства, биологическая роль. Соединения фосфора с водородом и металлами.
45. Кислородные соединения фосфора. Фосфорные кислоты и их соли. Применение соединений фосфора в сельском хозяйстве. Фосфорные удобрения и подкормки.
46. Элементы IV A группы. Общая характеристика: электронное строение атома, степень окисления, валентные состояния.
47. Углерод как органогенный элемент. Оксид углерода (IV). Карбонаты и гидрокарбонаты. Оксид углерода (II). Циановодородная кислота. Цианиды. Токсическое действие угарного газа и цианидов.
48. Общая характеристика элементов групп I A и II A. Оксиды, гидроксиды, соли. Химические свойства, биологическая роль. Применение соединений s-элементов в ветеринарии. Жесткость воды, устранение временной и постоянной жесткости.
49. d-элементы. Общая характеристика. Положение d-элементов в периодической системе. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свой-

ства, способность к комплексообразованию. Биологическая роль d-элементов.

50. Цинк. Общая характеристика. Соединения цинка. Амфотерность оксида и гидроксида цинка. Комплексные соединения. Биологическая роль. Применение соединений цинка в сельском хозяйстве.
51. Медь. Химические свойства меди. Медь – важнейший микроэлемент. Применение соединений меди в сельском хозяйстве.
52. Марганец, общая характеристика. Химические свойства марганца и его соединений. Перманганат калия, окислительные свойства. Марганец как биогенный элемент.
53. Железо, химические свойства железа и его соединений. Биологическая роль железа. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа. Комплексообразование. Гемоглобин и железосодержащие ферменты. Применение соединений железа в ветеринарии.
54. Кобальт как микроэлемент. Образование комплексных соединений, витамин В₁₂. Использование соединений кобальта в ветеринарной практике.

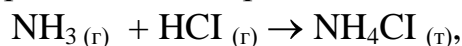
Практические задачи

1. Определить тепловой эффект реакции ($\Delta H^{\circ}_{\text{р-ии}}$):



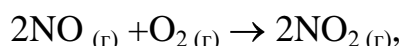
если $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{SO}_2) = -296,9$ кДж/моль, $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{SO}_3) = -395,2$ кДж/моль, $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}(\text{O}_2) = 0$ кДж/моль.

2. Вычислить изменение энтропии (ΔS°) в реакции:



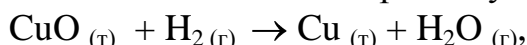
если $S^{\circ}(\text{NH}_3) = 192,5$; $S^{\circ}(\text{HCl}) = 186,7$; $S^{\circ}(\text{NH}_4\text{Cl}) = 94,56$ (Дж/моль К).

3. Определить изменение свободной энергии реакции (ΔG°) 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.

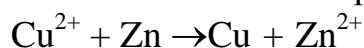
4. Возможно ли восстановление CuO в стандартных условиях водородом:



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?

5. В системе $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$ концентрацию Cl_2 увеличили в 2 раза, а концентрацию H_2 - в 5 раз. Как изменилась скорость прямой реакции?

6. Определите возможность протекания (изменение свободной энергии ΔG°), а также ЭДС (ΔE°) окислительно-восстановительной реакции при 25°C.



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

7. Определите молярную, эквивалентную концентрацию и титр раствора, в 100 мл которого содержится 0,033 г фосфорной кислоты.

8. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 100 мл 0,8 н раствора? Как приготовить такой раствор?

9. Рассчитайте, сколько граммов соляной кислоты содержится в 300 мл 30% раствора с плотностью 1,2 г/мл.

10. Из 500 г 30% раствора Na_2SO_4 выпарили 150 г воды. Чему равна массовая доля Na_2SO_4 в полученном растворе?

11. Плотность 60% раствора азотной кислоты равна 1,37 г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора. Объем раствора принять за 100 мл.

12. В 200 мл раствора содержится 10 г нитрата калия. Определить молярную, эквивалентную концентрацию и массовую долю соли в растворе ($\rho = 1,05$ г/мл).

13. Определите молярную, эквивалентную концентрацию и титр раствора соляной кислоты, если его плотность 1,1 г/мл, а массовая доля кислоты равна 20%. Объем раствора принять за 100 мл.

14. Определите концентрацию ионов водорода H^+ и pH в 0,001М растворе уксусной кислоты CH_3COOH ($K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

15. Определите концентрацию гидроксид-ионов OH^- , ионов водорода H^+ и pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH.
16. Определите молярную концентрацию и pH раствора, в 300 мл которого содержится 1,162 г циановодородной кислоты HCN ($K_{\text{д}} = 7,2 \cdot 10^{-10}$).
17. Определите концентрацию гидроксид-ионов OH^- , ионов водорода H^+ и pH 0,001 М раствора NaOH.
18. Определите концентрацию ионов водорода H^+ и pH 0,01 М раствора уксусной кислоты (степень диссоциации $\alpha_{\text{дис.}} = 0,01$).
19. Кажущаяся степень диссоциации хлорида калия в 0,01 М растворе равна 0,9. Найдите изотонический коэффициент и осмотическое давление этого раствора при температуре 27°C.
20. Найдите осмотическое давление раствора при температуре 25°C, если в 300 мл раствора содержится 18 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
21. В 200 мл раствора находится 5,3 г карбоната натрия ($\alpha_{\text{каж}} = 0,8$). Рассчитайте изотонический коэффициент и осмотическое давление раствора при температуре 40°C.
22. Определите, при какой температуре замерзает и закипает раствор, содержащий 9,2 г этанола в 50 г воды. $K_{\text{воды}} = 1,86^\circ$, $E = 0,52^\circ$
23. Определите температуру кипения и замерзания раствора, содержащего 9,2 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ в 100 г воды. $K_{\text{воды}} = 1,86^\circ$, $E = 0,52^\circ$
24. Рассчитайте pH буферного раствора, состоящего из слабого основания и соли этого основания, если концентрация каждого компонента равна 0,05 моль/л ($K_{\text{д}} = 1,86 \cdot 10^{-5}$).
25. Рассчитайте pH буферного раствора, образующегося при сливании равных объемов растворов уксусной кислоты и ацетата натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л ($K_{\text{д}} = 1,86 \cdot 10^{-5}$).
26. В 1 л буферного раствора содержится 3,5 г гидроксида аммония и 5,35 г хлорида аммония. Рассчитайте pH аммонийного буферного раствора, если $K_{(\text{NH}_4 \text{OH})} = 1,86 \cdot 10^{-5}$.
27. На титрование 12 мл раствора NaOH израсходовано 15 мл 0,1н HCl. Найдите нормальную концентрацию раствора щелочи. Сколько граммов щелочи содержится в 5 л такого раствора?
28. На титрование 15 мл раствора MgCl_2 пошло 20 мл 0,01 н раствора трилона Б. Найдите нормальную концентрацию раствора хлорида магния. Сколько граммов соли MgCl_2 содержится в 2 л такого раствора?
29. Добавление 3 мл 0,1 М раствора сульфата натрия вызывает коагуляцию 15 мл золя. Найдите порог коагуляции.
30. Запишите уравнение электролитической диссоциации следующих веществ: карбонат натрия, хлорид железа (III), силикат калия, нитрат марганца (II), сульфат хрома (III), сульфид аммония, карбонат натрия, фосфат калия, сульфид натрия, серная азотная, фосфорная и угольная кислоты, гидроксиды натрия, калия кальция, меди (II), железа (II).