|  |
| --- |
|  |
|  |
| **Примерные оценочные материалы, применяемые при проведении**  **экзамена по дисциплине (модулю)**  **«Химия (общая)»**  **Перечень заданий теста №1:**  1. Гомогенные реакции протекают между веществами, находящимися в одинаковых:  2. Гетерогенная реакция протекает:  3. Гетерогенные реакции протекают между веществами, находящимися в различных:  4. Гомогенная реакция протекает:  5. Скорость химической реакции показывает изменение за единицу времени:  6. Скорость гомогенной реакции показывает изменение за единицу времени концентрации:  7. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций определяется:  8. Величина константы скорости химической реакции зависит от:  9. В формуле закона действующих масс не учитывается:  10. Скорость химической реакции увеличивается при:  11. Скорость реакции, в зависимости от температуры, определяется по формуле:  12. 3ависимость константы скорости реакции (к) от энергии активации (Еа) выражается уравнением Аррениуса:  13. При уменьшении объема реакционного сосуда в 3 раза скорость реакции 2NО(Г) + О2(г) = 2NO2 (г):  14. При повышении температуры на 40° С и значении температурного коэффициента реакции γ = 2 скорость реакции :  15. К изменению величины константы скорости реакции приведет:  16. На величину энергии активации (Еа) оказывает влияние:  17. Для реакции аА + вВ → сС + dD закон действующих масс запишется:  18. Катализатор:  19. 3акон действующих масс показывает влияние на скорость химической реакции:  20. Выражение закона действующих масс для реакции А + В2 → АВ2 имеет вид:  21. В гомогенной реакционной системе образование продуктов идет:  22. Температурный коэффициент скорости реакции показывает:  23. Скорость реакции 2А + В2 при повышении температуры на 20° С и температурном коэффициенте γ = 3 :  24. При повышении температуры на 10° С скорость реакции увеличилась в 2 раза , при значении температурного коэффициента равного:  25. На скорость химической реакции Zn + 2НС1 → ZnС12 + Н2 ↑ влияет:  26. Повышение скорости реакции при участии катализатора объясняется:  27. Перемешивание оказывает влияние на скорость протекания гетерогенной реакции:  28. Реакция, протекающая между газообразными веществами, называется:  29. Реакция, протекающая между твердым веществом и газом, называется:  30. Скорость гетерогенной реакции показывает изменение за единицу времени концентрации:  31. В гомогенной реакции образование продуктов идет:  32. В гетерогенной реакции образование продуктов идет:  33. Лимитирующей стадией реакции на ее скорость является:  34. В законе действующих масс показываются концентрации веществ:  35. Обратимые реакции идут:  36. Необратимые реакции идут:  37. Обратимые реакции завершаются в момент:  38. Константа химического равновесия показывает отношение:  39. По величине константы химического равновесия можно рассчитать :  40. Применение принципа Ле-Шателье позволяет для реакции:  41. При повышении температуры химическое равновесие смещается:  42. При увеличении концентрации одного из веществ реакции химическое равновесие смещается:  43. Увеличение давления смещает химическое равновесие:  44. Охлаждение смещает химическое равновесие:  45. Константа химического равновесия (Кр) связана со стандартным изменением энергии Гиббса соотношением ∆G°=...  46. Для реакции: аА + вВ ↔ сС + dD выражение константы равновесия запишется:  47. Смещение химического равновесия в системе 2СО(Г) + О2(г) ↔ 2СO2(Г) ∆Н  < 0 в сторону образования продукта достигается путем :  48. С ростом температуры равновесие в системе: А2+ В2 → 2АВ смещается вправо, поэтому реакция образования АВ  49. С ростом температуры константа равновесия повышается для реакции:  50. С понижением температуры значение константы равновесия возрастает в реакциях:  51. Для самопроизвольно протекающей реакции, для которой ∆S < 0 константа равновесия с повышением температуры:  **Перечень заданий контрольной работы №1**  *Билеты по темам:* ***1 .Номенклатура и классификация неорганических веществ.***  ***2. Закон эквивалентов.***  ***3. Строение атома.***  ***Билет***  ***№ 1***  1.Понятие энергии сродства к электрону. Какое свойство атомов оно характеризует?  2.Осуществить следующие превращения:  KClO3 → O2 → CO2 → O2 → H2 O→ O2 → P2O  3. Какая масса NaOH прореагирует с 0,365 г HCl ?  4.Что общего у атомов элементов главной подгруппы?  ***Билет***  ***№2***  1. Основные положения квантовой механики.  2. Осуществить следующие превращения:  P → P2O5 → H3PO4 → Ca3(PO4)2 → Ca (H2PO4)2  3. Сколько молей-эквивалентов CaSO4  содержится в 1,36 г этой соли?  4. Что показывает порядковый номер в таблице Д.И. Менделеева?  ***Билет***  ***№3***   1. Период. Дать характеристику элементов в пределах третьего периода. 2. Осуществить следующие превращения:   S → SO2 → SO3 → H2SO4 → BaSO4  3. Сколько мл. 0,1 н раствора HCl пойдет на титрование 15 мл. 0,1 н раствора NaOH?  4. Какие значения принимает магнитное квантовое число для орбиталей d-подуровня?  ***Билет***  ***№4***   1. Принцип Паули и следствия из него. 2. Осуществить следующие превращения:   N2O5 → HNO3 → Cu(NO3)2 → Cu(OH)2 → CuO   1. Сколько молей- эквивалентов H2SO4  содержится в 25 мл. 0,1 н раствора этой кислоты? 2. Что такое «энергия сродства к электрону»?   ***Билет***  ***№5***   1. Волновые свойства электрона. 2. Осуществить следующие превращения:   Na → NaOH → NaHCO3 → Na2CO3   1. Определить содержание соляной кислоты 20 мл. ее раствора, если на титрование этого объема пробы пошло 15 мл. 0,1 н раствора NaOH. 2. Какое квантовое число характеризует направление электронного облака в пространстве?   ***Билет №6***  1. Принцип неопределенностей В.Гайзенберга.  2. Осуществить следующие превращения:  Ba → BaO → Ba(OH)2 →BaSO4   1. Сколько молей-эквивалентов КОН прореагирует с 12 мл. 0,2 н раствора H2SO4   Какие формы орбиталей внешнего энергетического уровня атома брома заполнены электронами?  ***Билет №7***   1. Физический смысл волновой функции φ в уравнении Шредингера. 2. Осуществить следующие превращения:   Al→Al2O3 → Al2 (SO4)3→ Al(OH)3→ KAlO2→ Al(OH)3→ Al2O3   1. Временная жесткость воды обусловлена только солями кальция и составляет 2,5 мэкв/л. Сколько можно получить карбонатной накипи, если прокипятить 100 мл. воды? 2. Используя правило Гунда напишите электронно-графические формулы конфигураций р 2 ,р 4,d 7 .     ***Билет № 8***   1. Правило Хунда. 2. Осуществить следующие превращения:   NaCl → Na2CO3 → NaHCO3→ NaCl→ NaOH   1. Рассчитать постоянную жесткость воды, если в 0,25 литрах ее содержится11,1 мг хлорида кальция и 9,5 мг хлорида магния. 2. Количественная характеристика окислительной способности атомов.   ***Билет № 9***   1. Правила Клечковского. 2. Осуществить следующие превращения:   Na → NaOH → Cu(OH)2→ CuO→Cu  На титрование раствора, содержащего 0,1 г NaOH израсходовано 21,5 мл 0,1 н раствора HCl . Определить чему равна массовая доля NaOH в образце, в %-тах.   1. Каким количеством электронов располагает атом элемента Б имеющий порядковый номер 48 в таблице Д.И. Менделеева?   ***Билет №10***   1. Понятие степени окисления. 2. Осуществить следующие превращения:   FeS2 →SO2→SO3→CaSO4   1. Сколько мэкв CaCl2 содержится в 20 мл 0,1 н раствора этой соли? 2. Сколько неспаренных электронов в ионе Co3+ .     ***Билет №11***   1. Как изменяется электроотрицательность атомов элементов в пределах периода? 2. Осуществить следующие превращения:   FeS2 →SO2→SO3 → H2SO4→ CaSO4   1. Временная жесткость волжской воды составляет 3,33 мг/л Какую массу извести необходимо взять, чтобы устранить жесткость 5 л. этой воды ? 2. Пользуясь правилом Клечковского сравнить энергии 3d и 4s подуровней.     ***Билет №12***  1. Способы выражения концентрации растворов.  2. Осуществить следующие превращения:  Ca → CaO→ Ca (OH)2→ CaCO3→ Ca(HCO3)2  3. Сколько мл. 0,2 н раствора израсходуется на титрование 15 мл. 0,15 н раствора NaOH?  4. В какой части таблицы Д.И. Менделеева располагаются самые сильные восстановители?  ***Билет №13***   1. Как изменяются металлические свойства атомов в пределах группы таблицы Д.И. Менделеева? 2. Осуществить следующие превращения :   Na →Na2O →NaOH →NaCl →AgCl   1. Чему равна временная жесткость воды, если на титрование 100 мл ее пробы пошло 2,1 мл 0,1 н раствора HCl ? 2. Как обозначается подуровень, для которого n= 3 и l= 1?   ***Билет №14***   1. Понятие энергии ионизации. 2. Осуществить следующие превращения:   Zn → ZnSO4→ Zn(OH)2→ ZnOHCl→ ZnCl2   1. Какая масса КОН прореагирует с 9,8 г. H2SO4 ? 2. Напишите электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня атома свинца.     ***Билет №15***   1. В чем отличие электронного уровня от подуровня? 2. Осуществить следующие превращения:   KBr →Br2→HBr→ NaBr→AgBr   1. Чему равна временная жесткость воды в 1 л которого содержится 0,146 г гидрокарбоната магния? 2. Показать порядокзаполнения электронами атомных орбиталей внешнего и предвнешнего энергетического уровня в атоме никеля.     ***Билет №16***   1. Квантовые числа. 2. Осуществить следующие превращения:   Na→NaOH→Na2 SO4→BaSO4   1. Для устранения временной жесткости 100 мл воды, вызванной присутствием Mg (HCO3)2  потребовалось 4 г NaOH. Определить жесткость этой воды. 2. Что общего у атомов элементов главной подгруппы?   ***Билет №17***   1. Понятия «эквивалент» , «количество эквивалентов». 2. Осуществить следующие превращения:   N2 →NH3→(NH4)2SO4→NH4Cl→NH3→NH4NO3   1. 50 г Na2SO4 растворили в воде и довели объем раствора до 500 мл. Определить титр и молярную концентрацию полученного раствора. 2. Атомы какого элемента имеют электронную конфигурацию внешнего слоя ….4s2 4p5 ?     ***Билет №18***   1. Периоды в таблице Д.И. Менделеева 2. Осуществить следующие превращения:   MgCO3 →MgCl2→Mg→MgSO4→Mg(NO3)2   1. Сколько г. NaOH содержится в 20 %-ом растворе массой 250 г ? 2. Что характеризует главное квантовое число? Как изменяется радиус атома в пределах одного периода?   ***Билет №20***   1. Принцип наименьшей энергии. Примеры. 2. Осуществить следующие превращения:   P→P2O5→H3PO4→Ca (H2PO4)2→CaHPO4→Ca3(PO4)2   1. На нейтрализацию 15 мл. кислоты (Т = 0,03150 г/мл) израсходовано 10 мл 0,75 н раствора NaOH. Определить эквивалент этой кислоты. 2. Сколько электронов находится в ионе Cd+2 ?   ***Билет №21***   1. С какого элемента в таблице Д.И. Менделеева начинается заполнение 4р –подуровень? 2. Осуществить следующие превращения:   KOH→H2→KH→H2→HCl→H2→NH3   1. Какова эквивалентная концентрация K2SO4 ,если в 10 мл этого раствора содержится 0,0087 г соли. 2. У каких элементов идет достройка внутренних электронных слоев?   ***Билет №22***   1. Дать характеристику s-элементам. Сколько s-элементов в каждом периоде? 2. Осуществить следующие превращения:   Na →NaOH→Na2S→H2S   1. Вычислить титр и эквивалентную концентрацию 0,1 М раствора H3PO4. 2. Какие формы орбиталей и в каком количестве находятся на третьем энергетическом уровне атомов?   ***Билет №19***   1. Что показывает магнитное квантовое число? 2. Осуществить следующие превращения:   Fe(OH)3 →FeO→FeCl3→Fe(OH)3   1. Сколько г накипи выделится при кипячении 2 л воды, содержащей 4мэкв Ca(HCO3)2 ? 2. Написать электронную формулу атома висмута.   ***Билет №23***   1. Что показывает орбитальное квантовое число? 2. Осуществить следующие превращения:   Cr2 (SO4)3 →Cr(OH)3→CrCl3   1. В 5л воды содержится 2,8 г Mg (HCO3)2 и 1,4 г Ca(HCO3)2 . Определить временную жесткость этой воды. 2. Написать электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня атома теллура.   ***Билет №24***   1. Как изменяются окислительные свойства атомов в пределах группы? 2. Осуществить следующие превращения:   Cu→Cu(NO3)2→Cu(OH)NO3→Cu(OH)2→CuO→CuSO4   1. В 5 л раствора содержится 55,5 г CaCl2 . Определить титр , молярную и эквивалентную концентрации этого раствора? 2. Какие значения принимает магнитное квантовое число для орбиталей р-подуровня?   ***Билет №25***   1. Как изменяются восстановительные свойства атомов в пределах группы? 2. Осуществить следующие превращения:   Fe→FeSO4→Fe(OH)2→Fe(OH)3→Fe2 (SO4)3   1. На нейтрализацию 100мл. раствора соды израсходовано 50 мл 2 н раствора кислоты. Сколько граммов соды содержится в 4 л этого раствора? 2. Как изменяется электроотрицательность в пределах группы и периода?     **Перечень заданий контрольной работы №2**  *Билеты по о темам:* **1. Электролитическая диссоциация.**  **2. Гидролиз солей.**  **3. Свойства растворов неэлектролитов.**  **4. Реакции в растворах электролитов.**  ***Билет № 1***   1. Какие из нижеперечисленных солей подвергаются гидролизу и почему?   KCl, (NH4)2CO3 , Al(NO3)3  2. Закончить и написать в кратком ионном выражении следующие уравнения реакции:  а)NaCl + AgNO3 =б) FeCl3 + NaOH =  3. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего в 1,4л воды 63 г глюкозы С6Н12О6 при 00С.  ***Билет №2***  1. Закончить и написать в кратком ионном выражении следующие уравнения реакции: а) BaCl2 + Al2 ( SO4)3 = б)Pb(NO3)2 + MgSO4 =  2. Вычислить рН следующих растворов слабых электролитов:  0,02 М раствора NH4OH; Б) 0,05 М раствора НСООН  3. Вычислить температуру замерзания раствора, содержащего 30 г глюкозы С6Н12О6 в 200 г воды. (Криоскопическая константа воды 1,86 К∙ кг/ моль).  ***Билет №3***  1. Рассчитать рН раствора, полученного смешением 25 мл 0,5 М раствора НСl и 10 мл0,5 М раствора NaOH. Коэффициент активности ионов принять равным единице.  2. Сравнить степень гидролиза соли и рН среды в 0,1М и 0,001М растворах КСN.  3. Вычислить осмотическое давление раствора при 00С ,содержащего в 1л 18,4 г глицерина С3Н8О3.  ***Билет №4***  1. Найти степень диссоциации хлорноватистой кислоты HClO в 0,2 М растворе. (Константа диссоциации 5∙10-8).  2. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в растворах: ZnSO4 ,K2CO3.  3. 35 г неэлектролита растворили в 1000 г воды. Температура кипения раствора составила 100,2ОС. Какова молярная масса неэлектролита (Эбулиоскопическая константа воды 0,52 К·кг/моль).  ***Билет №5***  1. Вычислить рН среды 0,05 М НNОз и 0,05М СНзСООН растворов.. Объясните различие в рН для этих растворов.  (Кд(СНзСООН) = 1,8·10-5).  2. В 250 г воды растворили 1Ог неэлектролита. Определить молекулярную массу растворенного вещества, если раствор кипит при 100,226 Ос. (Эбулиоскопическая константа воды 0,52 К∙ кг/моль).  3. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в растворах: NН4.NОз, Na2S.  ***Билет №6***  1. Степень диссоциации и уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна 1,3%. Вычислить концентрацию ионов водорода и определить рН раствора.  2. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в их растворах:K2SO3 ,NH4Cl.  3. 2,38 г неэлектролита растворили в 1000 г воды. Температура кипения раствора составила  100,2 0C. Какова молярная масса неэлектролита?  ***Билет №7***  1. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в их растворах: Cu(NO3)2 , CH3COOK.  2. Константа диссоциации масляной кислоты СзН7СООН 1,5·10-5. Вычислить степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.  3. Раствор, содержащий 2,1 г КОН в 250 г воды, замерзает при -0,519 ОС. Найти для этого раствора изотонический коэффициент.  ***Билет №8***  1. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в растворах: СН3СООNa, CuSO4.  2. Константа диссоциации азотистой кислоты равна 5,1∙10-4 .Вычислить степень диссоциации, концентрацию ионов водорода и рН 0,01 М раствора кислоты.  3.Осмотическое давление водного раствора анилина C6HsNH2 при 15 ос равно 7·105. Вычислите массу анилина, содержащуюся в одном литре раствора.  ***Билет №9***  1. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в растворах: BeCl2 ,CdSO4.  2. Водородный показатель раствора равен 4. Вычислить концентрации ионов водорода и гидроксид- ионов в этом растворе. Как изменится цвет метилоранжа в этом растворе?  3. Раствор, в 100 мл которого находится 2,30 г вещества, обладает при 298Космотическим давлением равным 618,5 кПа.Определить молекулярную массу вещества.  ***Билет № 10***   1. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в водных растворах между веществами:   AgNO3 и FeCl3; NaOH и H2S; CaCO3 и HCl.   1. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление при 25 ос было равно 2,47 кПа? 2. Рассчитать константу гидролиза соли NaNO2 ,если известна КHNO2 =4∙10-4.   ***Билет № 11.***   1. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в водных растворах между веществами:   MgOиH2SO4 ;NaHCO3иNaOH; FeCl3иNaOH.   1. Определить степень гидролизаKF в 0,1 М растворе. Константа диссоциации фтористоводородной кислоты составляет 6,6∙10-4. 2. При растворении 3,24 г серы в 40 г бензола температура кипения последнего повысилась на 0,81К. Из какого числа атомов состоит молекула серы в растворе?   ***Билет №12.***  1. Составить молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-  молекулярными уравнениями:  А) Mg2+  + CO32- + MgCO3  Б) Н+ + ОН- = Н2О  2. Определить степень гидролиза NaCN в 0,01 М растворе этой соли. (Константа диссоциации HCN =7,9∙10-10.).  3. В 100г Н2О содержится 4,52 г сахарозы С12Н22О11. Найти осмотическое давление при 293К    ***Билет №13.***  1. Составить молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:  А) Cu2+ + S2- = CuS  Б) SiO32- + 2H+ = H2SiO3  2. В 100г Н2О содержится 4,52 г сахарозы С12Н22О11. Найти температуру кристаллизации раствора.  3. Определить степень гидролиза К2SO3 в 0,01М растворе этой соли.(Константа диссоциации H2SO3по первой ступени 1,6∙10-2.).  ***Билет №14***   1. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей и определить реакцию среды в растворах FeS, NaCN. 2. Некоторый водный раствор неэлектролита кипит при 373,52К. Какова моляльная концентрация раствора?(,Эбулиоскопическая константа для воды =0,52 К∙кг/моль) 3. В 100г Н2О содержится 4,52 г сахарозы С12Н22О11. Найти температуру кипения раствора.   ***Билет №15.***  1. При растворении 13 г неэлектролита в 400г диэтилового спирта (С2Н5)2О температура кипения повысилась на 0,453 К. Определить молекулярную массу растворенного вещества.  2. Какие из нижеприведенных растворов подвержены гидролизу и почему? НСООК , ZnSO4 , LiNO3.  3. Степень диссоциации некоторой одноосновной слабой кислоты в 0,01 м растворе составляет 1,2%. Вычислить концентрацию ионов водорода и рН раствора.  ***Билет №16.***  1. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в растворах: BeCl2 , , ZnSO4.  2. В 100г Н2О содержится 2,52 г глюкозы С6Н12О61. Найти осмотическое давление при 293К.  3. Константа диссоциации масляной кислоты С3Н7СООН 1,5∙10-5. Вычислить степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.  ***Билет №17.***  1. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей и определить реакцию среды в растворах солей :Li2Se, NaCN.  2. При 293К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа (17,53 мм.  рт. ст. С3Н5 (ОН)3 надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление пара на 133,3 Па (1 мм.рат.ст.)?  3. Составить молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:  А) Ва2+ + SO42- = BaSO4  Б) Zn2+ + S-2 = ZnS  ***Билет №18***   1. Определить степень гидролиза СНСООNa в 0,01 М растворе этой соли. (Константа диссоциации СHCООН =1,8∙10-4.).   2. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление при 25 ос было равно 3,52 кПа?  3. Константа диссоциации азотистой кислоты равна 5,1∙10-4 .Вычислить степень диссоциации, концентрацию ионов водорода и рН 0,02 М раствора кислоты.  ***Билет № 19***   1. В 100г Н2О содержится 4,52 г сахарозы С12Н22О11. Найти температуру кристаллизации раствора. 2. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление при 250С было равно 3,52 кПа? 3. Рассчитать константу гидролиза соли NaNO2 , если известна КHNO2 =4∙10-4.   ***Билет №20***   1. Степень диссоциации гидроксида аммония в 0,1 М растворе составляет 1,4%.Вычислить концентрацию ионов ОН- -ионов и рН раствора. 2. Какие из нижеприведенных растворов подвержены гидролизу и почему? СaS03 , Na2S, NaCl. 3. В 100г Н2О содержится 4,52 г сахарозы С12Н22О11. Найти температуру кристаллизации раствора.   ***Билет №21***   1. Из-за нехватки кальцинированной соды (Na2CO3) предприятием в нарушении правил был слит в канализацию раствор, содержащий 3,15 кг азотной кислоты, которая затем попала в пруд, емкостью 10 000 м3. Определить водородный показатель воды, загрязненный азотной кислотой. 2. Напишите примеры уравнений гидролиза соли по катиону и аниону и определите значение константы гидролиза (Кг) для каждого примера. 3. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1л раствора ,чтобы при 250С осмотическое давление ,созданное им стало равным 2,47 кПа?   ***Билет №22.***   1. Для нейтрализации кислотных промышленных стоков используют гашенную известь в виде суспензии (известковое молоко) или водного раствора (известковая вода). Рассчитать рН 0,02М раствора гидроксида кальция. 2. При какой температуре будет кипеть 50%-ный раствор сахарозы С12Н22О11?   3.. Сравнить степень гидролиза соли и рН среды в 0,1М и 0,001М растворах цианида калия.  ***Билет №23.***   1. На водоочистных сооружениях предприятий железнодорожного транспорта используют свойства Al2(SO4)3 и FeCl3 подвергаться гидролизу. При этом на образовавшихся хлопьях гидроксидов металлов адсорбируются загрязнения из сточной воды. Напишите первую ступень гидролиза для каждой соли и определите величину константы гидролиза (Константа диссоциации Al(OH)3по второй ступени =2,14∙10-9;константа диссоциации Fe(OH)3 по второй ступени = 1,82∙10-11). 2. Чему равен рН 0,01 М раствора NH4Cl? 3. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы С12Н22О11.     ***Билет №24***   1. Степень диссоциации гидроксида аммония в 0,1 М растворе составляет 1,4%.Вычислить концентрацию ионов ОН- -ионов и рН раствора. 2. Какие из нижеприведенных солей подвержены гидролизу и почему? СaS, Na2SO4, МgCl2 3. Какова концентрация неэлектролита в водном растворе. Если температура его замерзания составляет 1,860С. (КН2О =1,86 град∙кг∙моль-1).   **Билет №25**   1. Определить степень 2. диссоциации пероксида водорода-Н2О2 в 0,1м растворе. (Константа диссоциации Н2О2 =2,6∙10-10. ). 3. При 200С давление насыщенного пара бензола равно 100 кПа. Найти давление насыщенного пара над раствором бензола (М= 78г/моль) в 83 г которого содержится 12,8 г нафталина (М =128 г/моль) . 4. Написать гидролиз соли Fe(OH)3 по второй ступени.   **Билет № 26**   1. Константа диссоциации масляной кислоты С3Н7СООН 1,5∙10-5. Вычислить степень ее диссоциации в 0,005 М растворе. 2. . Водородный показатель раствора равен 9. Вычислить концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в этом растворе. Как изменится цвет метилоранжа в этом растворе? 3. Сколько граммов глюкозы (М= 180) нужно растворить в 500 г воды, чтобы повысить температуру кипения воды на 1,040С.   **Билет № 27**   1. Определить степень гидролиза NaOBr в 0,1 М растворе. Константа диссоциации, бромноватистой кислоты –НОВr составляет2,1∙10-9. 2. Определить значение криоскопической постоянной циклогексана, ели раствор полученный из 500 г циклогексана (С6Н12) и 0,1 моль бензола (С6Н6), кристаллизуется при температуре на 40С ниже, чем чистый циклогексан.   3. Напишите уравнение диссоциации указанных солей: (СН3СОО)2Са , NH4CN, MgCl2.  **Примерный перечень теоретических и практических вопросов для промежуточного контроля.**  **Билет №1**   * 1. Основные понятия и законы химии.   2. Комплексные соединения.  3. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей:. MgCO3, Na2S и определить реакцию среды в этих растворах  **Билет №2**.  1. Закон эквивалентов  2.Электрохимическая коррозия.  3. В организме человека этанол окисляется в две стадии: до уксусного альдегида (∆Н01 = - 256 кДж/моль), а затем до уксусной кислоты (∆Н02 =-237 кДж/моль):  С2Н5ОН → СН3СОН → СН3СООН  На основании закона Гесса рассчитайте ∆Н0р-ции окисления этанола до уксусной кислоты.  **Билет №3**  1. Понятие химического эквивалента. Примеры расчета эквивалентов различных классов неорганических веществ.  2. Химическая коррозия металлов.  3. Возможно ли протекание окислительно-восстановительной реакции в прямом направлении: 2NaCl + Fe2 (SO4)3 = 2FeSO4 + Cl2 +Na2SO4.  Ответ обоснуйте расчетом эдс данной реакции.  **Билет №4**   1. Номенклатура и свойства неорганических веществ. 2. Химическая защита металлов от коррозии. 3. Вычислить рН следующего раствора слабого электролита:   0,05 М раствора НСООН  **Билет №5**   1. Строение атома с позиции теории Резерфорда. 2. Электрохимическая защита металлов от коррозии. 3. Реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению:   РCl5(г) ↔ РCl3(г) + Cl2 ∆H=92,59 кДж/моль.  Как следует изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону разложения РCl5?  **Билет №6**   1. Основные положения квантовой теории света. 2. Окислительно-восстановительные потенциалы. Формула Нернста. 3. Вычислить температуру замерзания раствора, содержащего 30 г глюкозы С6Н12О6 в 200 г воды. (Криоскопическая константа воды 1,86 К∙ кг/ моль).   **Билет №7**   1. Квантовые числа. 2. Основы электрохимических процессов. Причина образования электродного потенциала. 3. Сравнить степень гидролиза соли и рН среды в 0,1М и 0,001М растворах КСN.     **Билет №8**   1. Периодический закон и система Д.И. Менделеева. 2. Ряд напряжений металлов и выводы из него. 3. При некоторой температуре равновесие в системе:   2NO2 ↔2NO + O2  установилось при следующих концентрациях :[NO2]=0,006 моль/л;  [NO] = 0,024моль/л; [O2]=0,012моль/л.  Найти значение константы равновесия и исходную концентрацию диоксида азота.  **Билет №9**  1**.** Свойства атомов: энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательность.  2. Основное правило и теоретические положения применяемые для определения степени окисления.  3. Степень диссоциации и уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна 1,3%. Вычислить концентрацию ионов водорода и определить рН раствора.  **Билет №10**   1. Химическая связь и условие ее образования. 2. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные реакции, реакции диспропорционирования.   3. Осуществить следующие превращения:  S → SO2 → SO3 → H2SO 4 → BaSO4  **Билет №11**   1. Ковалентная химическая связь. 2. Метод электронного баланса в составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций. 3. Сколько эквивалентов H2SO4 содержится в 25 мл. 0,1 н раствора этой кислоты?   **Билет №12**   1. Метод валентных связей (ВС). Основные положения метода ВС. 2. Ионное произведение воды. рН среды. 3. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей и определить реакцию среды в растворах: СН3СООNa, CuSO 4.     **Билет № 13**     1. Способы образования ковалентных связей. 2. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные реакции, реакции диспропорционирования. 3. Временная жесткость воды обусловлена только солями кальция и составляет 2,5 мэкв/л. Сколько можно получить карбонатной накипи, если прокипятить 100 мл. воды?     **Билет №14**   1. Ионная связь. Примеры. 2. Метод электронного баланса в составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций. 3. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,2 н растворе равна 0,03.   Вычислить значения [ Н+ ], [ ОН- ] и рН для этого раствора.  **Билет №15**   1. Скорость гомогенных химических реакций. 2. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители. 3. Как отразится уменьшение давления и увеличение температуры на смещение равновесие реакции: 3H2 + N2 ↔ 2NH3 + Q.     **Билет №16**   1. Скорость гетерогенных химических реакций. 2. Понятие степени окисления. Правило и основные положения, используемые при определении степени частиц(атомов, ионов) в молекуле соединения. 3. Водородный показатель раствора равен четырем.. Вычислить концентрации ионов водорода и гидроксид- ионов в этом растворе. Как изменится цвет метилоранжа в этом растворе?   **Билет №17**   1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции. Закон действующих масс. 2. Второй закон термодинамики. Понятие энтропии. Формула Больцмана. 3. Энергия активации реакции: O3+NO(u) → NO2(г) + O2(г) равна 10кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 270С до 370С?   **Билет №18**   1. Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. 2. Закон Гесса и следствия из него.   3. Кем является фосфор в окислительно-восстановительной реакции:  Р + NaOH + H2O → PH3 + NaH2PO2  **Билет №19**   1. Влияние катализатора на скорость химической реакции. 2. Стандартная теплота образования вещества и тепловой эффект химической реакции. Физический смысл энтальпии образования простых веществ. 3. Осуществить следующие превращения:   P → P2O5 → H3PO4 → Ca3(PO4)2 → Ca (H2PO4)2  **Билет №20**   1. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. 2. Первый закон термодинамики. Понятие энтальпии. 3. Осмотическое давление водного раствора анилина C6HsNH2 при 15 0 Сравно 7·105. Вычислите массу анилина, содержащуюся в одном литре раствора.   **Билет №21**   1. Принцип Ле-Шателье; выводы из принципа. 2. Химическая термодинамика и ее задачи. Нулевое начало термодинамики .   3. . В 100г Н2О содержится 4,52 г сахарозы С12Н22О11. Найти температуру кипения раствора.  **Билет №22**   1. Физико-химическая сущность образования растворов. Гидратная теория Д.И. Менделеева. 2. Степень и константа гидролиза ; их взаимосвязь в уравнении Оствальда. 3. Рассчитать постоянную жесткость воды, если в 0,25 литрах ее содержится 11,1 мг хлорида кальция и 9,5 мг хлорида магния.   **Билет №23**  1. Растворы: ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные.  2. Взаимосвязь константы гидролиза с ионным произведением воды (Кw ).  3. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены алюминием при 2980К:  FeO, PbO, CuO ?  **Билет №24**   1. Способы выражения концентрации растворов. 2. Гидролиз солей. 3. Указать смещение равновесия в системе:   СН3СОО- + Н2О ↔ СН3СООН + ОН-  при добавлении кислоты.  **Билет №25**   1. Растворение твердых веществ. 2. Реакции в растворах электролитов. 3. К какому типу покрытий относится никелирование меди? Напишите уравнения анодного и катодного процессов и суммарное уравнение коррозии, протекающей во влажном воздухе при частичном нарушении этого покрытия.   **Билет №26**   1. Растворение газов. 2. Электролиты; сильные и слабые..   3. Сколько мл. 0,1 н раствора HCl пойдет на титрование 15 мл. 0,1 н раствора NaOH?    **Билет №27**   1. Растворение жидких веществ. 2. Неэлектролиты; свойства. 3. Определить направление окислительно-восстановительной реакции, протекающей в гальваническом элементе:   KI + H2SO4 ↔I2 + K2SO3  **Билет №28**   1. Первый закон Рауля. 2. Применение обратного осмоса на предприятиях железнодорожного транспорта. 3. При 293К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа (17,53 мм.   рт. ст. С3Н5 (ОН)3 надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление пара на 133,3 Па (1 мм.рат.ст.)?    **Билет №29**   1. **А**ктивность ионов; коэффициент активности ионов; ионная сила раствора. 2. Осмос. Осмотическое давление. 3. В каком направлении в стандартных условиях может протекать реакция:   4Fe2O3(к) + CO(г) ↔ 2Fe(к) + 3CO2(г)) ?  Ответ дать на основании расчетов изменения энергии Гиббса реакции (∆G0298) по значениям теплот образования (∆Н0298) и стандартных энтропий (S0298) веществ, участвующих в реакции. |

|  |
| --- |
| **Примерные оценочные материалы, применяемые при проведении**  **экзамена по дисциплине (модулю)**  **«Химия (общая)»** |
| Задания в тестовой форме (Приложение 1)  **Перечень заданий входного теста:**   1. Химия это наука: 2. К классу кислот относится: 3. Укажите верное утверждение: 4. Место химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева определяется: 5. Оксиды- это сложные вещества, состоящие: 6. При химических явлениях изменяется: 7. Скорость химической реакции определяется: 8. Термохимия изучает: 9. Раствор, в котором данное вещество при данной температуре не растворяется ,называется: 10. Лампочка прибора при определении электропроводности загорится, если электроды поместить: 11. С выделением газа реагируют между собой растворы веществ: 12. При физических явлениях не изменяется: 13. Хлористый натрий и сахарозу можно различить по : 14. При изменении числа нейтронов в ядре атома химического элемента с относительно большой атомной массой изменится: 15. Атомы молекулы I2 образуют между собой связь: 16. Телом является: 17. Наименьший отрицательный заряд ,принятый в химии за единицу (-1) несут на себе: 18. Между атомами хлора в молекуле Cl2 общих электронных пар: 19. Число электронных уровней в атоме любого химического элемента можно определить: 20. К металлам не относятся элементы ряда: 21. Формула вещества, имеющего название «хлорид алюминия»: 22. Реакциями горения называются реакции: 23. Для определения скорости химической реакции в гомогенной системе не являются необходимыми данные: 24. Уравнения ,в которых указано количество теплоты называют:   25. Туман представляет собой:  26. Раствор, какого из данных веществ является электролитом:  27. Если к раствору сульфата натрия прилить раствор хлорида бария, то образуется:  28. Металлом является:  29. Определите, где перечислены только названия веществ:  30. Атомное ядро состоит из частиц:  31. Ион кальция в молекуле хлорида кальция имеет заряд:  32. Свойства химических элементов определяются:  33. К неметаллам относится:  34. Азот имеет степень окисления +5 в соединении:  35. Не признаком химических превращений является явление:  36. Молярная концентрация:  37. Теплота, которая выделяется или поглощается в ходе химического превращения называется:  38. Песок с солью относится:  39. Не является электролитом  40. Сокращенное ионное уравнение H++OH-=H2O соответствует реакции между:  41. Свойство электропроводности характерно для вещества:  42. Число протонов в атоме железа равно:  43. Ковалентная химическая связь наиболее полярна в молекуле:  44. Химическим элементам натрий, хлор, железо соответствуют символы:  45. Самый типичный неметалл в Периодической системе:  46. Название вещества, формула которого NH3:  47. Масса магния, сгорающего в колбе с доступом воздуха:  48. При понижении температуры на 10˚С скорость реакции:  49. Выделение теплоты в ходе реакции обозначается знаком:  50. Разделение смеси нефти и воды основано:  51. Гидратированный ион меди Cu2+ имеет цвет:  52. При взаимодействии кислоты с основанием образуются:  53. К физическим свойствам не относятся:  54. При высоком напряжении на электродах в вакууме возникает явление, названное катодными лучами, которые оказались:  55. Верной является форма записи молекулы:  56. Название элемента, имеющего химический символ «Mg» — это:  57. Тип химической связи в молекуле азота (N2):  58. Твердая, снегообразная масса, называемая «сухой лед» — это:  59. Закон сохранения массы веществ сформулировал:  60. Ускорить образование водорода при реакции металлического цинка с соляной кислотой можно, если:  61. Выберите верное утверждение:  62. Укажите оптимальный способ разделения смеси бензина и воды:  63. Электролитическая диссоциация – это:  64. Реакция нейтрализации относится:  65. Физическое свойство кислорода описывает свойство:  66. Из 17 протонов, 20 нейтронов и 17 электронов состоит частица:  67. Химический знак фосфора:  68. Особенности строения атомов металлов:  69. Вещество, формула которого SO3, называется:  70. Реакции, которые протекают в однородной среде, без поверхности раздела реагирующих веществ, называют:  71. Эндотермическими называются:  72. Молекулы воды представляют собой диполи, так как атомы водорода располагаются под углом: |

**Примерные оценочные материалы, применяемые при проведении**

**Промежуточной аттестации по дисциплине (модулю)**

**«Химия (общая)»**

При проведении промежуточной аттестации обучающемуся предлагается дать ответы на 3 вопроса, приведенных в экзаменационном билете, из нижеприведенного списка.

Примерный перечень вопросов

1. Физико-химическая теория растворов, энергетика процесса растворения. Механизм растворения.
2. Понятие об электролизе. Сходство и различие процессов в гальванических элементах и при электролизе.
3. Чем определяется периодичность свойств элементов? Приведите современную формулировку Периодического закона. Укажите места расположения металлов и неметаллов, s-, p-,d-, и f-элементов в Периодической системе.
4. Способы выражения концентрации растворов.
5. Скорость химической реакции: средняя и истинная. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагентов. Закон действующих масс для простых гомогенных и гетерогенных реакций.
6. Используя справочные данные для стандартных условий (Т=298 К) рассчитайте ЭДС гальванического элемента, состоящего из титановой и кобальтовой пластин, опущенных в растворы своих солей. Составить схему гальванического элемента.
7. Что такое ЭДС реакции? Что такое стандартный электродный потенциал и как его можно определить экспериментально? Ответ подтвердите примерами реакций, протекающих: а) в кислой среде, б) в щелочной среде.
8. Защитные покрытия металлов от коррозии. Анодные и катодные покрытия.
9. Какие из перечисленных соединений встречаются в природе: NaF, CaF2, NaCl, HCl, KClO3, Br2, NaBr, NaBrO4, Nal, NaIO3? Как получают галогены в виде простых веществ в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций.
10. Основные положения квантовой механики: уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение Шредингера.
11. В виде каких соединений щелочные металлы встречаются в природе? Приведите основные реакции, протекающие в процессе получения металлического Na (Li)? Как на практике получают K и более тяжелые металлы?
12. К какому типу покрытий относится никелирование меди? Напишите уравнения анодного и катодного процессов и суммарное уравнение коррозии, протекающей во влажном воздухе и сернокислой среде при частичном нарушении этого покрытия.
13. Введение в химию. Основные понятия химии (атомная, молекулярная, молярная и эквивалентная масса, моль, валентность, степень окисления). Значение химии в инженерном деле.
14. В виде каких соединений Ti, Zr, Hf встречаются в природе? Способы получения металлов.
15. Расставить коэффициенты в уравнении реакции с помощью электронного баланса:
16. FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O
17. Возникновение потенциала на границе раздела металл / раствор. Устройство и работа гальванического элемента. Элемент Якоби-Даниэля.
18. Простые и сложные химические реакции. Молекулярность и порядок реакции.
19. Какова электронная конфигурация атомов элементов 6 группы? Какие степени окисления они имеют? Приведите примеры соответствующих соединений Cr, Mo, W.
20. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое.
21. ЭДС гальванического элемента, ее связь с максимальной работой. Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Ряд напряжений как характеристика свойств металлов.
22. Какие из перечисленных соединений встречаются в природе: NaF, CaF2, NaCl, HCl, KClO3, Br2, NaBr, NaBrO4, Nal, NaIO3? Как получают галогены в виде простых веществ в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций.
23. Сформулируйте первый закон термодинамики. Запишите выражение I-го начала термодинамики.
24. Что такое водородная связь? В каких молекулах и ионах она образуется и как влияет на их физические свойства?
25. Как галогены реагируют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций.
26. Развитие теории строения атома: модели атома по Томсону, Резерфорду и Бору.
27. Химическое равновесие, его признаки. Константа химического равновесия для гомогенных и гетерогенных процессов. Связь константы равновесия с энергией Гиббса (уравнение изотермы химической реакции).
28. Вычислите ЭДС гальванического элемента:

Al | Al2(SO4)3 (0,01 M) || SnCl2 (0,1 M) | Sn

1. Водород и его свойства. Химические реакции водорода с простыми и сложными веществами.
2. Коррозия под действием блуждающих токов. Защита металлоконструкций от коррозии блуждающими токами.
3. Что такое «сильные кислоты» и «слабые кислоты». Выберите из этого списка кислот - сильные: H2SO4; H2S; HCN; HNO2; HClO; НС104; HF, HI, CH3CQQH.
4. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления элемента. Примеры окислителей и восстановителей.
5. Сравнительная характеристика щелочных металлов. Продукты взаимодействия щелочных металлов с кислородом. Биологическая роль катионов натрия и калия.
6. Какие процессы называются «гидролизом солей»? Приведите пример соли, гидролизующейся: а) по катиону, б) по аниону, в) подвергающуюся полному гидролизу.
7. Второй закон термодинамики. Энтропия, ее физический смысл и способы вычисления. Изменение энтропии системы как вероятностный критерий направления протекания процесса.
8. Из перечисленных ниже веществ выберите соединения, у которых преобладают окислительные свойства, и соединения, у которых преобладают восстановительные свойства. Приведите примеры реакций, подтверждающих Ваш выбор. HCl, HNO3, KMnO4, KNO3, Br2, K2Cr2O7, H2O2, H2S, MgSO4, Fe(NO3)3.
9. К какому типу покрытий относится серебрение железа? Напишите уравнения анодного и катодного процессов и суммарное уравнение коррозии, протекающей во влажном воздухе и сернокислой среде при частичном нарушении этого покрытия.
10. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическое изменение свойств элементов в соответствии с электронным строением атомов (потенциала ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности).
11. Что такое ЭДС реакции? Что такое стандартный электродный потенциал и как его можно определить экспериментально? Ответ подтвердите примерами реакций, протекающих: а) в кислой среде, б) в щелочной среде.
12. Какие коррозионные процессы могут протекать при контакте Cr и Ni а) в растворе HCl б) во влажном грунте? Составьте уравнения анодного и катодного процессов и суммарное уравнение коррозии. Если коррозия невозможна, то объясните почему.
13. Химические свойства металлов IIA группы и их соединений (бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий). Понятие о жесткости воды и способах ее устранения. Биологическая роль элементов IIA группы.
14. Анодная защита металлов от коррозии. Изменение свойств коррозионной среды как способ защиты металлов от коррозии.
15. Во сколько раз уменьшится скорость реакции: 4HCl + O2 = 2H2O +2Cl2, если уменьшить давление газовой смеси в 3 раза?
16. Химические свойства хрома и его соединений. Физические и химические свойства титана и его соединений. Причины токсичности соединений ванадия.
17. Химическая коррозия. Законы роста оксидных пленок на различных металлах и качество оксидных пленок.
18. Можно ли использовать KMnO4 в кислой среде для окисления а) H2S до S б) Fe2+ до Fe3+, если:

φ (MnO4–/Mn2+) = +1,51 B

φ (S/H2S) = +0,17 B

φ (Fe3+/ Fe2+) = +0,77 B

1. Халькогены и их химические свойства. Как меняются по группе O-S-Se-Te: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?
2. Химические источники тока. Первичные гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы.
3. Укажите тип химической связи в молекулах Н2, Br2, HBr.
4. Понятие о внутренней энергии. Первый закон термодинамики. Энтальпия, ее физический смысл.
5. Общая характеристика d-элементов VIIВ группы (марганец, технеций, рений, борий) (электронные конфигурации атомов, атомные радиусы, энергии ионизации, температуры плавления, характерные степени окисления; природные ресурсы, получение). Физические и химические свойства марганца.
6. Можно ли использовать хлор для окисления а) H2S до S б) Mn2+ до MnO4–, если

φ(Сl2/Cl–) = +1,36 В

φ (S/H2S) = +0,17 B

φ (MnO4–/Mn2+) = +1,51 B

1. Общая характеристика элементов семейства железа (электронные конфигурации атомов, атомные радиусы, энергии ионизации, характерные степени окисления, природные ресурсы, получение).
2. Водород и его химические и физические свойства. Применение, способы получения.
3. Предложите способ получения диоксида серы. Напишите уравнения всех реакций и условия их проведения.
4. Химическая термодинамика: предмет, основные понятия (система, фаза, параметры состояния и функции состояния системы, классификация термодинамических процессов).
5. Коррозия металлов и сплавов, ее причины. Классификация коррозионных процессов.
6. Расставить коэффициенты в уравнении реакции с помощью электронного баланса:

KMnO4 + KI + H2SO4 → MnSO4 + I2 + K2SO4 + H2O

1. Что такое атом? Из чего он состоит? Что такое массовое число? Что такое радиоактивность и период полураспада? Приведите пример реакции радиоактивного распада.
2. Общая характеристика элементов IВ группы и распространенность в природе. Физико-химические свойства простых веществ. 3 Химические свойства соединений меди, серебра и золота.?
3. Соединения какого состава образуются при сгорании щелочных металлов на воздухе или в кислороде? От чего зависит их состав? Из каких структурных единиц построены эти соединения?
4. Щелочно-земельные металлы. Нахождение в природе. Способы получения.
5. Что такое квантовые числа, какие значения они принимают и какие свойства определяют?
6. Что такое степень окисления? Рассчитайте степень окисления элементов в следующих соединениях: H2SO4, KMnO4, Li2O, CO, SO2, CI2, BaO2, NH4NO3, H3PO4, Li2CO3
7. Что такое ЭДС реакции? Что такое стандартный электродный потенциал и как его можно определить экспериментально? Ответ подтвердите примерами реакций, протекающих: а) в кислой среде, б) в щелочной среде.
8. Катодная защита металлов от коррозии: электрозащита и протекторная защита.
9. Уравняйте следующие окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса.

а. К2Сг2O7 + K2SO3 + H2SO4 =

б. МnO2 + НС1 =

в. КМnO4 + KI + H2S04=

г. PbS + H202=

1. Общая характеристика элементов IIВ группы (Zn, Сd, Нg) и распространенность в природе. Физико-химические свойства простых веществ. Химические свойства соединений цинка, кадмия и ртути. Токсические свойства элементов IIВ группы (Zn, Сd, Нg).
2. Легирование как способ защиты металлов от коррозии. Жаростойкость и жаропрочность.
3. Напишите выражения для скоростей прямой и обратной реакций и для константы равновесия: 2SO3 = 2SO2 + O2; Как следует изменить в системе а) температуру; б) давление, чтобы сместить равновесие в прямом направлении?
4. Гидролиз солей. Простой (обратимый) и сложный (необратимый) гидролиз (примеры).
5. Галогены и их свойства. Как изменяются окислительные свойства в ряду галогенов F2-Cl2-Br2-I2? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций. В чем проявляются особенности фтора по сравнению с другими галогенами?
6. Какие коррозионные процессы могут протекать при контакте Cu и Ag а) в растворе H2SO4 с доступом кислорода б) в закрытом сосуде с HCl? Составьте уравнения анодного и катодного процессов и суммарное уравнение коррозии. Если коррозия невозможна, то объясните почему.
7. Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль. Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты. Ортофосфорная кислота.
8. Промышленные и лабораторные способы получения водорода.
9. Составить схему электролиза раствора нитрата натрия с угольными электродами. Какое вещество и какой массой выделилось на катоде, если процесс проводили при силе тока 3 А в течение 2 часов?
10. Общая характеристика IVA подгруппы. Особенности семейства углерода и семейства германия. Углерод и его соединения: физические и химические свойства, биологическая роль.
11. Последовательность процессов восстановления на катоде и окисления на аноде различных ионов при электролизе.
12. Взаимодействие между оксидом углерода (II) идет по уравнению: СО(г) + Cl2(г) = СОCl2(г). Концентрация СО была 0,3 моль/л, Cl2 – 0,2 моль/л. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить концентрацию угарного газа до 2,4 моль/л, а хлора – до 3 моль/л?
13. Химическая номенклатура. Номенклатура ИЮПАК.
14. Химические свойства щелочных металлов и их соединений.
15. От концентрации каких ионов зависит жесткость воды? Способы уменьшения жесткости воды. Примеры реакций.
16. Влияние различных факторов на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
17. Устройство, химизм работы и расчет ЭДС химического и концентрационного ГЭ.
18. В гетерогенной системе установилось равновесие: CaO(к) + Н2О(г) = Са(ОН)2(к); Напишите выражение для константы равновесия. В какую сторону сместится равновесие: а) при уменьшении давления; б) при увеличении температуры?

**Примерные оценочные материалы, применяемые при проведении**

**промежуточной аттестации по дисциплине (модулю)**

**«Химия (общая)»**

При проведении промежуточной аттестации обучающемуся предлагается дать ответы на 30 тестовых заданий из нижеприведенного списка.

Примерный перечень тестовых заданий

1. **Титр - это...**

**(Баллов: 1)**

О Масса вещества в 1 л раствора (г/л)

О Концентрация раствора (г/мл)

О Количество вещества в 1 л раствора (моль/л)

О Масса вещества в 100 г раствора

1. **Точку эквивалентности можно определить по резкому изменению. (Баллов: 1)**

О Концентрации раствора

О Мутности раствора

О Электропроводности раствора

О Окраски раствора

1. **Нормальность раствора - это.**

**(Баллов: 1)**

О Эквивалентная концентрация

О Молярная концентрация

О Массовая доля растворённого вещества

О Моляльная концентрация

1. **Для MnO4, участвующего в реакции:**

**2Mn + 2 SO4 + 5NaBi + 5O3 +16HNO3- 2HMn + 2O4 + 2Na2SO4 + 5Bi(NO3)3 +NaNO3+7 H2O (Баллов: 1)**

О 2

О 1/2

О 5

О 1/5

1. **Для H3PO4, участвующего в реакции:**

**H3PO3 + 2AgNO3 + H2O - H3PO4 + 2Ag + 2HNO3**

**фактор эквивалентности равен: (Баллов: 1)**

О 1/2

О 1

О 2

О 6

1. **На титрование 10 см3 исследуемого раствора затратили 25 см3 рабочего раствора с молярной концентрацией химического эквивалента вещества 0,02 моль/дмЗ. Молярная концентрация химического эквивалента вещества в исследуемом растворе равна:**

(Баллов: 1)

О 0,15 моль/дм3;

О 0,5 моль/дмЗ;

О 0,05 моль/дмЗ;

О 0,05 моль/дмЗ;

1. **Согласно закону эквивалентов, в химической реакции расходуются:**

**(Баллов: 1)**

О одинаковые массы исходных веществ;

О одинаковые объёмы исходных веществ;

О одинаковые химические количества исходных веществ;

О одинаковые количества химических эквивалентов исходных веществ.

1. **Как смягчить воду с постоянной жесткостью?**

**(Баллов: 1)**

O Добавить соду

O Использовать иониты

O Кипячением

O Добавить известковую воду

O Добавить уксус

1. **Уравнение реакций, в результате которых устраняется временная жесткость (Баллов: 1)**

O CaSO4 + Na2CO3 = CaCO3 + Na2SO4

O Ca(HCO3)2 = CaCO3 + CO2 + H2O

O Mg(HCO3)2 = MgCO3 + CO2 + H2O

O FeSO4 + Na2CO3 = FeCO3 + Na2SO4

1. **Реакция, используемая в титриметрии, должна:**

**(Баллов: 1)**

O быть гомогенной;

O быть гетерогенной;

O протекать с достаточной скоростью, быть необратимой и однонаправленной, в ней должна быстро и точно фиксироваться точка эквивалентности;

O быть только простой.

1. **При понижении давления химическое равновесие смещается в сторону (Баллов: 1)**

О эндотермической реакции

О экзотермической реакции

О уменьшения объема реакционной смеси

О увеличения объема реакционной смеси

1. **Химическое равновесие сместится в одну сторону при повышении давления и понижении температуры в системе:**

**(Баллов: 1)**

O N2 + 3Н2 →2NH3 + Q;

O Н2 + Cl2→ 2HC1 + Q;

O N2 + О2→ 2NO - Q;

О С2H2(г)→ 2С + Н2 - Q.

1. **При понижении давления химическое равновесие смещается в сторону исходных веществ в системе**

**(Баллов: 1)**

О 2CO(r) +02(г) →2ГО2(г) + Q О N2(r) + 02(г) →2NO(0 - Q О SO2Cl2(r) →SO2(r) + С12(г)- Q О Н2(г) + Cl2(r) → 2HCl(r) + Q

1. **Химическое равновесие в системе FeO (т) + Н2(г) →Fe(r) + Н2О (г) - Q сместится в сторону продуктов реакции при:**

**(Баллов: 1)**

О повышении давления

О понижении давления

О повышении температуры

О использовании катализатора

1. **Обратимой реакции соответствует уравнение (Баллов: 1)**

О КОН + НС1 → KCI + Н2О

O N2 + 3Н2 → 2NH3

О FeCl3 + 3NaOH → Fe(OH)3 + 3NaCl

О Na2О + 2HCI → 2NaCl + H2О

1. **В реакции С3Н6(г) + Н2(г) → С3Н8(г) + Q увеличить выход С3Н8 можно:**

**(Баллов: 1)**

О повышении давления

О понижении давления

О повышении температуры

О использовании катализатора

1. **Смещению равновесия в сторону образования исходных веществ в системе**

**4NО2(г) + 2Н2О(ж) + О2(г) ↔4HNО3(р-p) + Q способствует: (Баллов: 1)**

О повышение температуры и повышение давления

О понижение температуры и повышение давления

О понижение температуры и понижение давления

О повышение температуры и понижение давления

1. **Из предложенного перечня выберите все реакции, для которых увеличение давления** не приводит **к увеличению скорости реакции.**

**(Баллов: 1)**

O 2P + 502(г) = 2PCl5

O Zn + CuSO4 = ZnSO4 + Cu

O Ba + 2H2OM = Ba(OH)2 + H2

O Fe2O3 + H2 = 2FeO + H2O

O 2NaOH + H2SO4 = Na2SO4 + 2H2O

1. **Из предложенного перечня выберите два фактора, которые приводят к**

**увеличению скорости химической реакции между раствором хлорида меди(И) и цинком.**

**(Баллов: 1)**

O увеличение концентрации хлорида меди

O повышение давления в системе

O измельчение цинка

O понижение температуры

Oдобавление воды

1. **Из предложенного списка химических реакций выберите те, скорость которых уменьшается при понижении давления.**

**(Баллов: 1)**

O Ca + 2HCl = CaCl2+ H2

O 2H2O + 4NO2 + O2 = 4HNO3

O C6H6 + HNO3 = C6H5NO2 + H2O

O H2+ S = H2S

O C + 2N2O = CO2 + 2N2

1. **Кислая среда в растворе : (Баллов: 1)**

О №2СО3

О FеСl3

О Na3PO4

О KCl

1. **Фенолфталеин приобретёт малиновую окраску в растворе: (Баллов: 1)**

О сульфата меди (II)

О хлорида калия

О силиката натрия

О нитрата бария

1. **По катиону гидролизуется:**

(Баллов: 1)

О хлорид бария

О сульфат натрия

О нитрат аммония

О сульфид калия

1. **По аниону гидролизуется:**

(Баллов: 1)

О бромид калия

О силикат натрия

O хлорид аммония О сульфат натрия

1. **И по катиону, и по аниону гидролизуется:**

(Баллов: 1)

О сульфит аммония

О сульфат аммония

О сульфид калия

О хлорид бария

1. **Не подвергается гидролизу:**

(Баллов: 1)

О нитрит калия

О нитрат аммония

О сульфид бария

О хлорид бария.

1. **В перечне формул A)NaCl**

**Б)NH4NO3 В)АlСl3 0KNO3 Д)Ba(NO3)2 Е)CuSО4 гидролизу подвергаются:** (Баллов: 1)

О АГД

О бве

О бде

О ВДЕ

1. **Нейтральную среду имеет раствор:**

**(Баллов: 1)**

О сульфида аммония О хлорида аммония

О сульфата магния

О хлорида бария

1. **Лакмус приобретает синюю окраску в водном растворе: (Баллов: 1)**

О нитрата меди (II)

О хлорида калия

О сульфата железа (III)

О сульфида натрия

1. **Фенолфталеин имеет малиновую окраску в водном растворе: (Баллов: 1)**

О сульфита натрия

О хлорида аммония

О нитрата магния

O хлорида цинка