

**Экзаменационные вопросы по дисциплине «Общая и аналитическая химия»  
для студентов 1 курса БТФ ВСЭ 2020–2021 уч.г.**

**1.1. Основные законы и понятия химии**

1. Предмет и задачи химии. Связь химии с другими общенаучными и специальными дисциплинами. Использование достижений химии в сельском хозяйстве. Химия и экология, химические проблемы экологии.
2. История развития химии.
3. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия: атом, химический элемент, молекула, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса.
4. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон Авогадро. Закон эквивалентов. Эквивалент, молярные массы эквивалента элементов и химических соединений.

**1.2. Основные закономерности протекания химических реакций**

5. Понятие о системе и фазе. Классификация систем. Внутренняя энергия системы. Первый закон термодинамики.
6. Тепловые эффекты реакций (ТЭР). Термохимические уравнения. Энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Стандартная энтальпия образования вещества.
7. I закон термохимии. II закон термохимии (закон Гесса) и его следствие.
8. Понятие «энтропия». Расчет изменения энтропии в ходе реакции.
9. Второй закон термодинамики. Энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Экзэргонические и эндэргонические реакции. Связь свободной энергии с энтальпийным и энтропийным факторами.
10. Скорость химических реакций, факторы, от которых она зависит. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакций. Порядок реакции.
11. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Теория активации Аррениуса. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
12. Катализаторы, сущность действия катализаторов. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ингибиторы, промоторы, каталитические яды. Ферменты.
13. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие, константа равновесия. Принцип Ле-Шателье. Связь стандартной свободной энергии и константы равновесия.

**1.3. Строение вещества**

14. Современные представления о строении атома. Двойственная природа электрона. Уравнение де-Бройля, уравнение Планка, принцип Гейзенберга. Атомная орбиталь, типы атомных орбиталей.
15. Природа химической связи. Количественные характеристики химической связи: энергия и длина связи, валентный угол.
16. Ковалентная связь. Объяснение ковалентной связи в рамках метода валентных связей (ВС). Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Ковалентная связь полярная и неполярная. Дипольный момент, диполь. Направленность ковалентной связи,  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи.
17. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрическая форма молекул.
18. Ионная связь, свойства ионной связи, примеры веществ с ионной связью.
19. Водородная связь, ее виды. Биологическая роль водородной связи.
20. Межмолекулярные взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

**1.4. Растворы**

21. Растворы. Растворитель. Растворимое вещество. Классификация растворов. Сольваты. Гидраты. Энергетика растворения.
22. Растворимость веществ, факторы на нее влияющие. Закон Генри. Закон Сеченова. Растворы в живом организме.
23. Способы выражения состава растворов. Массовая доля, объемная доля, мольная доля. Молярная, моляльная, нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента), титр раствора.
24. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Растворы изотонические, гипотонические, гипертонические. Роль осмотического давления в биологических системах.
25. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем (законы Рауля). Определение молекулярной массы растворенного вещества.
26. Свойства водных растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Основы теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури. Электролиты в организме животных и человека.
27. Растворы слабых электролитов. Степень диссоциации и константа диссоциации, влияние на них различных факторов. Закон разведения Оствальда.
28. Растворы сильных электролитов. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Активность и коэффициент активности иона. Ионная сила раствора.
29. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Методы определения рН. Значение ионов водорода для биологических жидкостей.

30. Буферные растворы. Виды буферных растворов и механизм их действия. Вычисление pH буферных растворов. Буферная емкость. Буферные растворы в организме животных.
31. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Типичные случаи гидролиза солей.
32. Коллоидные растворы: методы получения, способы очистки. Молекулярно-кинетические, оптические и электрохимические свойства коллоидных растворов. Коллоидные растворы в живом организме.
33. Строение коллоидной частицы (мицеллы). Устойчивость коллоидных растворов, виды устойчивости. Коагуляция, пептизация, коллоидная защита.
34. Понятие о суспензиях и эмульсиях и их свойства.
35. Структура растворов высокомолекулярных соединений (ВМС). Свойства растворов ВМС (набухание, растворение, осмотическое давление, вязкость, высаливание, денатурация, мембранное равновесие Доннана).

### **1.5. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)**

36. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Окисление и восстановление. Примеры окислителей и восстановителей. Классификация ОВР. Окислительно-восстановительные процессы в живом организме.
37. Электродные, окислительно-восстановительные потенциалы. Устройство водородного электрода. Уравнение Нернста. Направление ОВР. Определение ЭДС ( $\Delta E$ ) и связь со свободной энергией Гиббса ( $\Delta G$ ).

### **1.6. Комплексные соединения**

38. Комплексные соединения. Особенности структуры комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях.
39. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Хелатные и внутриклеточные соединения. Биологическая роль комплексных соединений.

### **1.7. Основы аналитической химии**

40. Качественный анализ, его предмет и задачи. Аналитические реакции. Общие, селективные, специфические реакции. Чувствительность и специфичность аналитических реакций.
41. Титриметрический анализ. Титрование. Точка эквивалентности, ее определение. Способы титрования. Титрованные растворы, способы их получения. Мерная посуда. Вычисления по результатам анализа.
42. Метод кислотно-основного титрования. Титранты. Индикаторы. Кривые титрования, подбор индикатора для титрования. Определение карбонатной жесткости воды.
43. Метод комплексонометрии (трилонометрия), индикаторы метода, механизм их действия. Определение общей жесткости воды.
44. Ред-окс-методы (окислительно-восстановительное титрование): перманганатометрия и иодометрия. Титранты и индикаторы метода.
45. Методы осаждения: аргентометрия (метод Мора и Фольгарда). Титранты и индикаторы метода.
46. Физико-химические методы анализа, общая характеристика. Фотоколориметрия: сущность метода. Закон Ламберта-Бера. Оптическая плотность. Установление концентрации в данном методе.
47. Хроматография, сущность метода. Сорбция. Адсорбция. Абсорбция. Виды хроматографии.
48. Потенциометрия, сущность метода. Устройство гальванического элемента, типы электродов. Прямая потенциометрия и потенциометрическое титрование.

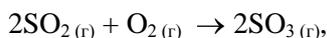
### **1.8. Химия элементов**

49. Общая характеристика элементов VIIA группы. Физические и химические свойства фтора, хлора, брома, иода. Биологическая роль галогенов.
50. Галогеноводородные кислоты. Соляная кислота, ее свойства, хлориды. Аналитические реакции на галогенид-ионы. Кислородсодержащие соединения галогенов: оксиды и кислоты. Хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты и их соли.
51. Общая характеристика элементов VIA группы. Кислород, озон, их свойства. Озоновый слой Земли. Роль кислорода в жизнедеятельности организмов.
52. Вода. Строение молекулы, физические и химические свойства. Биологическая роль. Кристаллогидраты.
53. Пероксид водорода. Химические свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Пероксид водорода в организме. Применение пероксида водорода в ветеринарии.
54. Сера как органогенный элемент. Физические и химические свойства серы.
55. Сероводород, сероводородная кислота, физические и химические свойства. Сульфиды. Аналитические реакции на сульфид-ион  $S^{2-}$ .
56. Оксид серы (IV), сернистая кислота и ее соли, физические и химические свойства. Аналитические реакции на сульфит-ион  $SO_3^{2-}$ . Тиосульфат натрия, его свойства.
57. Оксид серы (VI). Серная кислота, химические свойства, взаимодействие с металлами. Аналитические реакции на сульфат-ион  $SO_4^{2-}$ . Использование соединений серы в сельском хозяйстве.
58. Общая характеристика элементов VA группы. Азот, физические и химические свойства. Азот как органогенный элемент.
59. Водородные соединения азота: аммиак, характерные реакции. Аналитические реакции на  $NH_4^+$ . Использование аммиака и солей аммония в сельском хозяйстве.
60. Кислородные соединения азота: оксиды азота, азотистая кислота, нитриты. Физические и химические свойства. Аналитические реакции на нитрит-ион  $NO_2^-$ .

61. Азотная кислота. Физические и химические свойства. Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами. Аналитические реакции на нитрат-ион  $\text{NO}_3^-$ . Токсическое действие нитратов и нитритов.
62. Фосфор, физические и химические свойства. Биологическая роль. Соединения фосфора с водородом и металлами.
63. Кислородные соединения фосфора: оксиды и кислоты. Фосфорные кислоты и их соли. Аналитические реакции на фосфат-ион  $\text{PO}_4^{3-}$ . Применение соединений фосфора в сельском хозяйстве.
64. Мышьяк, его свойства. Соединения мышьяка с водородом и металлами. Кислородсодержащие соединения мышьяка. Токсичность соединений мышьяка.
65. Общая характеристика элементов IVA группы. Углерод как органогенный элемент. Оксид углерода (II) и оксид углерода (IV), их свойства. Карбонаты и гидрокарбонаты. Циановодородная кислота, цианиды, их свойства. Токсическое действие угарного газа и цианидов.
66. Общая характеристика элементов IA группы. Натрий, калий, их свойства, биологическая роль. Оксиды, гидроксиды натрия и калия, их химические свойства. Аналитические реакции на  $\text{K}^+$  и  $\text{Na}^+$ .
67. Общая характеристика элементов IIA группы. Магний, кальций, их свойства. Роль кальция и магния в жизнедеятельности организмов. Соединения магния и кальция, их свойства. Аналитические реакции на  $\text{Mg}^{2+}$ .
68. d-элементы. Общая характеристика. Медь, ее химические свойства. Соединения меди, их свойства. Аналитические реакции на  $\text{Cu}^{2+}$ . Биологическое значение меди.
69. Цинк. Общая характеристика и свойства. Соединения цинка. Амфотерность оксида и гидроксида цинка. Комплексные соединения. Аналитические реакции на  $\text{Zn}^{2+}$ . Биологическая роль.
70. Хром. Химические свойства. Зависимость свойств соединений хрома от степени окисления. Аналитические реакции на  $\text{Cr}^{3+}$ . Биологическое значение хрома.
71. Марганец, общая характеристика. Химические свойства марганца. Соединения марганца, их свойства. Аналитические реакции на  $\text{Mn}^{2+}$ . Марганец как биогенный элемент.
72. Семейство железа, химические свойства. Железо, кобальт как биогенные элементы. Физические и химические свойства железа. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа. Комплексообразование. Аналитические реакции на  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ .

## 2. Практические задачи

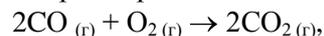
1. Определить тепловой эффект реакции:



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

*Ответ: -196,6 кДж*

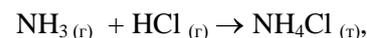
2. Найти количество теплоты, выделяющееся при сгорании 60 л оксида углерода.



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

*Ответ: -758 кДж*

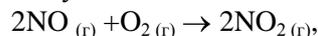
3. Вычислить изменение энтропии в реакции:



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).

*Ответ: -284,64 Дж/К*

4. Определить  $\Delta G^{\circ}$  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.

*Ответ: -69,7 кДж*

5. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции в прямом направлении при 25°C:



$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{HCl}) = -92,3$  кДж/моль;  $S^{\circ}(\text{HCl}) = 186,7$  Дж/моль · К;

$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{O}_2) = 0$ ;  $S^{\circ}(\text{O}_2) = 205,03$  Дж/моль · К;

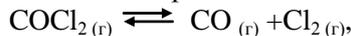
$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{Cl}_2) = 0$ ;  $S^{\circ}(\text{Cl}_2) = 223$  Дж/моль · К;

$\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = 241,84$  кДж/моль;  $S^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = 188,74$  Дж/моль · К;

*Ответ: -76,23 кДж*

6. В системе  $2\text{H}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$  концентрацию  $\text{O}_2$  увеличили в 5 раз, а концентрацию  $\text{H}_2$  – в 2 раза. Как и во сколько раз изменится скорость прямой реакции? (*Ответ: увеличится в 20 раз*)

7. Рассчитайте константу химического равновесия для реакции:



если начальная концентрация  $\text{COCl}_2$  была 12 моль/л, а к моменту равновесия прореагировало 30% этого вещества. (*Ответ:  $K=1,54$* )

8. Определите молярную, нормальную концентрацию и титр раствора, в 100 мл которого содержится 0,327 г  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . (*Ответ: 0,033М; 0,1н; 0,00327 г/мл*)

9. Определите молярную, эквивалентную концентрацию и титр раствора соляной кислоты, если его плотность 1,1 г/мл, а массовая доля кислоты равна 20%. (Ответ: 6М; 6н; 0,222 г/мл)
10. В 200 мл воды растворили 10 г нитрата калия. Определить молярную концентрацию и массовую долю соли в растворе ( $\rho_{(р-ра)}=1,05$  г/мл). (Ответ: 0,5М; 4,76%)
11. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 100 мл 0,8 М раствора? Как приготовить такой раствор? (Ответ: 3,2 г)
12. Рассчитайте, сколько граммов HCl содержится в 300 мл 30% раствора с плотностью 1,2 г/мл. (Ответ: 108 г)
13. Сколько мл 96% раствора  $H_2SO_4$  ( $\rho=1,84$  г/мл) необходимо взять для приготовления 300 г 20% раствора ее? (Ответ: 34 мл)
14. Сколько мл 90% раствора  $H_2SO_4$  ( $\rho=1,82$  г/мл) необходимо взять, чтобы приготовить 500 мл 0,1 н раствора? (Ответ: 1,5 мл)
15. Определите массовую долю  $Na_2CO_3$  в растворе, полученном при растворении 71,5 г соды ( $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ) в 450 г воды. (Ответ: 5,1%)
16. Сколько граммов медного купороса ( $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ) и воды необходимо взять для приготовления 200 г раствора сульфата меди (II) с массовой долей 8% (в расчете на безводную соль)? (Ответ: 25 г медного купороса и 175 г воды)
17. В каком массовом соотношении нужно смешать 20% раствор NaOH и воду, чтобы получить 15%? (Ответ: 3 : 1)
18. В каком объемном соотношении нужно смешать 36% раствор HCl ( $\rho=1,18$  г/мл) и воду, чтобы получить 5% раствор? (Ответ: 1 : 7,3)
19. Сколько грамм 30% раствора необходимо добавить к 100 г воды, чтобы получить 25% раствор? (Ответ: 500 г)
20. Какое количество воды надо добавить к раствору массой 40 г и массовой долей соли 5%, чтобы получить раствор с массовой долей растворенного вещества 2%? (Ответ: 60 г)
21. Определить температуру замерзания и кипения раствора, содержащего 46 г глицерина  $C_3H_5(OH)_3$  в 500 г воды. (Ответ:  $-1,86^\circ C$ ;  $100,52^\circ C$ )
22. Определите молекулярную массу неэлектролита, если его раствор, содержащий 2 г вещества в 100 мл воды, замерзает при температуре  $-0,094^\circ C$ . (Ответ: 396 г/моль)
23. Определите молекулярную массу неэлектролита, если его раствор, содержащий 2 г вещества в 400 мл воды, кипит при  $100,03^\circ C$ . (Ответ: 87 г/моль)
24. Рассчитайте температуру кипения и замерзания раствора, содержащего в 200 мл воды 5,3 г карбоната натрия ( $\alpha_{каж} = 0,8$ ). (Ответ:  $-1,21^\circ C$ ;  $100,34^\circ C$ )
25. Осмотическое давление 0,01М раствора хлорида калия при  $27^\circ C$  равно 47,367 кПа. Рассчитайте степень диссоциации соли в этом растворе. (Ответ:  $\alpha_{каж} = 0,9$  или 90%)
26. Определите степень диссоциации уксусной кислоты в 0,001М растворе ( $K_d=1,8 \cdot 10^{-5}$ ). (Ответ: 13,4%)
27. pH желудочного сока повысился с 2,0 до 6,0. Как изменилась концентрация ионов водорода? (Ответ: уменьшится в  $10^4$  раз)
28. Найти ионную силу раствора  $K_3PO_4$ , с концентрацией 0,002М. (Ответ: 0,012)
29. Вычислите активности (активные концентрации) ионов  $Mg^{2+}$  и  $Cl^-$  в растворе, содержащем 0,001 моль/л  $MgCl_2$  (ионная сила раствора равна 0,006). (Ответ:  $a(Mg^{2+})=0,0007$  моль/л;  $a(Cl^-)=0,0018$  моль/л)
30. Определите pH раствора, в 125 мл которого содержится 0,05 г NaOH. (Ответ: 12)
31. Определите pH 0,01 М раствора уксусной кислоты ( $\alpha_{дис.} = 0,01$ ). (Ответ: 4)
32. Определите pH 0,02 М раствора слабого основания ( $K_{дис} = 10^{-5}$ ). (Ответ: 10,65)
33. Рассчитайте pH буферного раствора, образующегося при смешивании равных объемов растворов уксусной кислоты и ацетата натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л ( $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$ ). (Ответ: 4,75)
34. В 1 л буферного раствора содержится 3,5 г гидроксида аммония и 5,35 г хлорида аммония. Рассчитайте pH аммонийного буферного раствора, если  $K_d(NH_4OH)=1,76 \cdot 10^{-5}$ . (Ответ: 9,25)
35. Определите возможность протекания окислительно-восстановительной реакции при  $25^\circ C$ , а также рассчитайте  $\Delta G^\circ$  и константу равновесия реакции:
 
$$Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$$
 если  $\varphi(Cu^{2+}/Cu) = 0,337В$ ;  $\varphi(Zn^{2+}/Zn) = -0,76В$ .  
(Ответ: 1,097В; 211721 кДж;  $10^{37}$ )
36. На титрование 12 мл раствора NaOH израсходовано 15 мл 0,1н HCl. Определить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора щелочи. Сколько грамм щелочи содержится в 500 мл такого раствора? (Ответ: 0,125н; 0,005 г/мл; 2,5 г)
37. На титрование 20 мл раствора  $MgCl_2$  пошло 15 мл 0,01 н раствора трилона Б. Определить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора хлорида магния. Сколько грамм соли содержится в 200 мл такого раствора? (Ответ: 0,0075н; 0,00036 г/мл; 0,071 г)
38. Запишите уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде следующих солей: карбоната натрия, хлорида железа (III), силиката калия, нитрата марганца (II), сульфата хрома (III), сульфида аммония.