



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ИНСТИТУТ ТЕХНОЛОГИЙ (ФИЛИАЛ) ФЕДЕРАЛЬНОГО  
ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО  
УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»  
В Г. ВОЛГОДОНСКЕ РОСТОВСКОЙ ОБЛАСТИ**

**(Институт технологий (филиал) ДГТУ в г. Волгодонске)**



**УТВЕРЖДАЮ**  
Директор  
И.В. Столяр  
«26» апреля 2022 г.

**Методические указания**

**по дисциплине**

**«Химия»**

**для обучающихся по направлению подготовки**

**15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение**

**машиностроительных производств**

**профиль Технология машиностроения**

**2022 года набора**

**Волгодонск  
2022**



## Содержание

Введение.....	4
Тестовые задания.....	4
Письменная работа.....	21
Вопросы к зачету по дисциплине “Химия” .....	28

## Введение

Целью самостоятельной работы студентов (СРС) является овладение фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками деятельности по профилю, опытом творческой, исследовательской деятельности. Самостоятельная работа студентов способствует развитию самостоятельности, ответственности и организованности, творческого подхода к решению проблем учебного и профессионального уровня. Задачами СРС являются:

- систематизация и закрепление полученных теоретических знаний и практических умений студентов;
- углубление и расширение теоретических знаний;
- формирование умений использовать нормативную, правовую, справочную документацию и специальную литературу;
- развитие познавательных способностей и активности студентов: творческой инициативы, самостоятельности, ответственности и организованности;
- формирование самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;
- развитие исследовательских умений;
- использование материала, собранного и полученного в ходе практических занятий, для эффективной подготовки к зачету.

## Тестовые задания

1. Укажите, как изменится скорость реакции:  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$  при повышении давления в системе в 3 раза:

1. 1. увеличится в 18 раз
1. 2. увеличится в 9 раз
1. 3. увеличится в 6 раз
1. 4. увеличится в 27 раз

2. Все возможные значения магнитного квантового числа для электронов f - подуровня:

2.1 -2; -1; 0; 1; 2

2.2. -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3

2.3. 0; 1; 2; 3; 4

2.4. -1; 0; 1

2.5. -1/2; +1/2

3. Гидролизу только по катиону подвергается соль, образованная:

3.1. слабой кислотой и сильным основанием

3.2. сильной кислотой и слабым основанием

3.3. сильной кислотой и сильным основанием

3.4. любая соль

4. Молярная концентрация раствора, содержащего 0,98 г серной кислоты в 100 мл раствора, равна:

4.1. 0,1 моль/л

4.1. 2 моль/л

4.3. 4 моль/л

4.4. 0,5 моль/л

4.5. 0,20 моль/л

5. "Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворённого вещества".

Приведённое выражение представляет собой

5.1. закон Гесса

5.2. закон Рауля

5.3. закон Фарадея

5.4. закон Ома

5.5. принцип Паули

6. Кратность связи в молекуле азота равна

6.1. 1

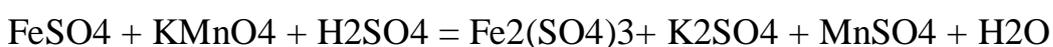
6.2. 2

6.3. 3

6.4. 5

6.5. 0

7. В уравнении реакции



коэффициент перед серной кислотой равен:

7.1. 8

7.2. 5

7.3. 4

7.4. 3

7.5. 2

8. Хлорид железа(II) не может быть получен взаимодействием:

8.1. железа с хлоридом натрия

8.2. раствора хлорида меди(II) с железом

8.3. железа с соляной кислотой

8.4. оксида железа с соляной кислотой

9. Кислая соль может быть получена в реакции:

9.1.  $\text{NaOH}$  (недостаток) +  $\text{H}_3\text{PO}_4$

9.2.  $\text{HCl} + \text{NH}_4\text{OH}$

9.3.  $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH}$  (недостаток)

9.4.  $\text{FeSO}_4 + \text{KOH}$  (избыток)

9.5.  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$

10. Укажите вещества, в водных растворах которых растворяется гидроксид алюминия:

10.1. KOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

10.2. NaOH, NaCl

10.3. NaNO<sub>3</sub>, KCl

10.4. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

11. Название соединения Cu(H<sub>2</sub>AsO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> по международной номенклатуре:

11.1. Дигидроарсенат меди (II)

11.2. Дигидроксоарсенат меди (II)

11.3. Дигидроарсенат меди (I)

11.4. Дигидроарсенит меди (I)

12. В молекуле некоторой кислой соли содержится атом водорода, способный к замещению на металл. При замещении образуется фосфат кальция. Название исходной соли:

12.1. Гидроксофосфат кальция

12.2. Дигидроксофосфат кальция

12.3. Гидрофосфит кальция

12.4. Гидрофосфат кальция

13. При протекании тока через последовательно включенные электролизеры с растворами нитрата серебра и сульфата меди (II) в первом электролизере выделилось 1,118 г металлического серебра. Масса меди, выделившейся за это же время во втором электролизере, равна:

13.1. 0,331 г

13.2. 0,662 г

13.3. 0,438 г

13.4. 0,536 г

13.5. 0,213 г

14. Электролиз водного раствора сульфата никеля проводился в течение 1 часа при силе тока 2 А. Масса никеля, которая выделилась на катоде, равна

14.1. 2,2 г

14.2. 4,4 г

14.3. 6,8 г

14.4. 8,7 г

14.5. 0,5 г

15. Для протекторной защиты железных изделий от коррозии в нейтральной водной среде может применяться:

15.1. кобальт

15.2. олово

15.3. магний

15.4. никель

15.5. медь

16. Стандартная ЭДС гальванического элемента  $Zn / Zn(NO_3)_2 // AgNO_3 / Ag$  равна:

16.1. 1,56 В

16.2. 0,80 В

16.3. - 0,78 В

16.4. 0,65 В

16.5. 1,25 В

17. Процессом, который характеризуется наибольшим возрастанием энтропии, является:

17.1. охлаждение

17.2. нагревание

17.3. испарение

17.4. конденсация

17.5. кристаллизация

18. Центральный атом находится в состоянии  $sp^3$ -гибридизации в молекуле

18.1.  $BeCl_2$

18.2.  $CCl_4$

18.3.  $AlCl_3$

18.4.  $NH_3$

19. (C2) Основания можно получить при взаимодействии:

а) оксида железа(III) и воды

б) хлорида алюминия и избытка раствора гидроксида натрия

в) карбоната натрия и раствора гидроксида бария

г) хлорида магния и избытка раствора гидроксида калия

20. (C1) Вещества, с которыми реагируют как  $Al_2O_3$ , так и  $CO_2$  :

а)  $H_2O$       б)  $NaOH$       в)  $H_2SO_4$       г)  $Na_2O$

21. (C5) Расположите данные соли по их увеличению основности:

фосфат кальция

дигидрофосфат натрия

гидрофосфат калия

фосфат гидроксокальция

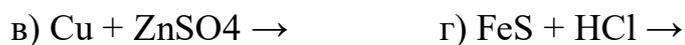
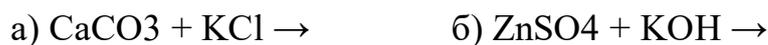
22. (B5) Расположите данные оксиды по увеличению их кислотных свойств:

Оксид марганца(IV)

Оксид марганца(III)

Оксид марганца(VII)

23. (C1) Схемы осуществимых в воде реакций:



24. (B2) Укажите формулы оксидов, не реагирующих со щелочами:



25. (B2) Вещества, с которыми реагирует  $\text{SO}_3$ , но не реагирует  $\text{K}_2\text{O}$ :



26. (C2) Гидроксид алюминия проявляет кислотные свойства, реагируя:



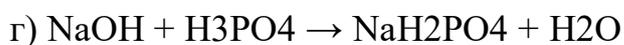
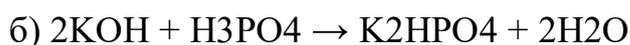
27. (C2) Кислотные остатки, которые имеют заряд (2-):



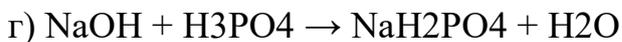
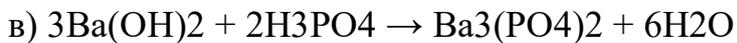
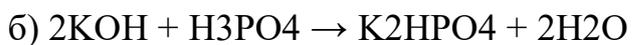
28. (D2) Схемы возможных реакций между солью и кислотой в растворах:



29. (C1) Схема реакции, в которой ортофосфорная кислота выступает как двухосновная:



30. (C2) Схемы реакций, в которых ортофосфорная кислота выступает как одноосновная:



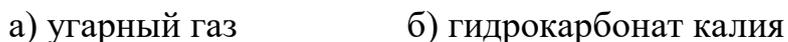
31. (B1) И с водой, и с соляной кислотой реагирует:



32. (B1) Два типа кислых солей образует кислота:



33. (D2) Вещества, с которыми гидроксид кальция в водном растворе может образовать карбонат кальция:



34. (B2) Химическое взаимодействие возможно между солями:



35. (B1) Вещество, которое переводит гидрофосфат кальция в дигидрофосфат кальция:



36. (B1) Группа, все вещества в которой реагируют с водным раствором  $\text{CuCl}_2$ :

- а)  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ag}$                       б)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Fe}$   
в)  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$                       г)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$

37. (C2) Оксиды, взаимодействующие со щелочами:

- 1)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$     2)  $\text{MgO}$     3)  $\text{CaO}$     4)  $\text{N}_2\text{O}$     5)  $\text{CO}_2$     6)  $\text{ZnO}$     7)  $\text{Al}_2\text{O}_3$

38. (C2) Кислоты, диссоциирующие в водном растворе как слабые электролиты:

- 1)  $\text{H}_2\text{S}$                       3)  $\text{H}_2\text{SO}_3$                       5)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$                       7)  $\text{HNO}_3$   
2)  $\text{HF}$                       4)  $\text{HClO}_4$                       6)  $\text{H}_2\text{SO}_4$                       8)  $\text{HI}$

39. (B1) Вещества, с которыми реагирует цинк:

- а) вода и соляная кислота                      б) гидроксид натрия и соляная кислота  
в) гидроксид натрия и вода                      г) хлорид натрия и кислород

40. (C2) Вещества, образующие соль в реакциях с оксидом марганца(VII):

- а) оксид калия    б) гидроксид натрия    в) оксид серы(VI)    г) оксид фосфора(V)

41. (C2) Символы элементов, образующих основные, амфотерные и кислотные оксиды:

- а)  $\text{Cl}$                       б)  $\text{Cr}$                       в)  $\text{Al}$                       г)  $\text{Mn}$

42. (C2) Схемы реакций, продуктом которых является средняя соль (взяты водные растворы):

- а) 1 моль  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  + 2 моль  $\text{HCl}$   
б) 1 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$  + 2 моль  $\text{KOH}$   
в) 2 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$  + 3 моль  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

г) 1 моль  $\text{CuCl}_2$  + 1 моль  $\text{H}_2\text{S}$

43. (C1) Схема реакции, продуктом которой является кислая соль (взяты водные растворы):

а) 1 моль  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  + 2 моль  $\text{HCl}$

б) 1 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$  + 2 моль  $\text{KOH}$

в) 2 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$  + 3 моль  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

г) 1 моль  $\text{CuCl}_2$  + 1 моль  $\text{H}_2\text{S}$

44. (C2) Сульфат металла можно получить при взаимодействии:

а) железа с серой при нагревании

б) железа с разбавленной серной кислотой

в) меди с  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)

г) железа с водным раствором  $\text{CuSO}_4$

45. (C2) Реагенты, которые переводят гидрокарбонат калия в карбонат калия:

а)  $\text{HCl}$

б)  $\text{KOH}$

в)  $\text{H}_2\text{CO}_3$

г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

46. (C2) Двухосновными кислотами являются:

а) уксусная

б) серная

в) ортофосфорная

г) угольная

47. (C2). Вещества, с которыми взаимодействуют щелочи:

а) растворимые соли меди

б) слабые кислоты

в) основные оксиды

г) амфотерные гидроксиды

49. (C2) Вещества, реагирующие с  $\text{CaO}$ , но не реагирующие с  $\text{P}_2\text{O}_5$ :

а) вода

б) соляная кислота

в) гидроксид калия

г) углекислый газ

50. (D2) Соли образуются при взаимодействии:

- а)  $\text{CaO} + \text{K}_2\text{O}$                       б)  $\text{NaOH(p)} + \text{Al(OH)}_3$   
в)  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$                       г)  $\text{CaHPO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (p-p)}$

51. (C1) Наиболее сильное основание из перечисленных:

- 1)  $\text{RbOH}$       2)  $\text{KOH}$       3)  $\text{LiOH}$       4)  $\text{Ca(OH)}_2$       5)  $\text{NH}_4\text{OH}$

52. (C1) Наиболее слабое основание из перечисленных:

- 1)  $\text{RbOH}$       2)  $\text{KOH}$       3)  $\text{LiOH}$       4)  $\text{Ca(OH)}_2$       5)  $\text{NH}_4\text{OH}$

53. (C1) Оксид металла, относящийся к кислотным:

- а)  $\text{CuO}$       б)  $\text{CrO}_3$       в)  $\text{Al}_2\text{O}_3$       г)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

53. (C2) Вещества, с которыми реагируют как  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , так и  $\text{CO}_2$  :

- а)  $\text{H}_2\text{O}$       б)  $\text{NaOH}$       в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$       г)  $\text{Na}_2\text{O}$

55. (B2) Химически неделимые частицы:

- а) молекула воды      б) атом кислорода  
в) ядро атома гелия      г) молекула аммиака

56. (B1) Массовая доля водорода меньше всего в веществе, формула которого:

- а)  $\text{CH}_4$       б)  $\text{H}_2\text{CO}_3$       в)  $\text{C}_2\text{H}_2$       г)  $\text{C}_2\text{H}_6$

57. (B1) В 0.5 моль силиката натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  масса натрия равна:

- а) 23 г      б) 46 г      в) 4.6 г      г) 61 г

58. (B1) Количество (моль) катионов и анионов, образующихся при полной диссоциации 1 моль фосфата натрия, соответственно равно:

- а) 1 и 3      б) 1 и 4      в) 4 и 1      г) 1 3 и 1

59. (B1) Массе гидроксида алюминия (III) равной 19.5 г, соответствует количество вещества:

а) 0.5 моль      б) 0.1 моль      в) 0.25 моль      г) 0.3 моль

60. (В1) Количество (моль) катионов и анионов, образующихся при полной диссоциации 1 моль нитрата алюминия, соответственно равны:

а) 3 и 1      б) 1 и 3      в) 2 и 3      г) 3 и 2

61. (С1) При разложении 20 г карбоната кальция образуется оксид кальция количеством вещества:

а) 0.5 моль      б) 0.2 моль      в) 0.25 моль      г) 1.5 моль

62. (С1) При окислении 54 г алюминия образовался оксид алюминия количеством вещества

а) 1 моль      б) 0.75 моль      в) 0.5 моль      г) 0.25 моль

63. (С1) Допустим, что за единицу измерения относительных атомных масс приняли  $1/16$  массы атома кислорода. Масса 1 моль вещества:

а) не изменится      б) увеличится в 2 раза      в) уменьшится в 2 раза

64. (С1) Допустим, что за единицу измерения относительных атомных масс приняли  $1/4$  массы атома  $4\text{He}$ . Масса 1 моль вещества:

а) не изменится      б) увеличится в 4 раза      в) уменьшится в 4 раза

65. (В1) На основании химической формулы можно определить:

- а) массовые доли элементов в соединении
- б) молярную массу вещества
- в) массовую долю раствора
- г) изотопный состав вещества

66. (С1) При одинаковой температуре и давлении 1 л газообразного кислорода и 1 л газообразного водорода имеют равные:

а) число молекул      б) массы      в) плотности

67. (C1) Наибольшее число молекул содержится при стандартных условиях в 1 л:

а) воды б) сероводорода в) водорода

68. (B1) При протекании химической реакции:

а) сохраняется суммарная масса веществ

б) сохраняются молекулы веществ, вступающих в реакцию

в) сохраняются атомы веществ, вступающих в реакцию

69. (D1) В 3.36 л (н.у.) силана масса кремния (в граммах) равна

а) 4.2 б) 16.8 в) 8.4 г) 9.6 д) 4.8 е) 2.4

70. (C3) Объем 5 моль сероводорода (л) при н.у (введите цифру).

71. (D3) Масса (в граммах) 4.48 л фтороводорода при н.у. (введите цифру)

72. (C1) Плотность галогеноводорода по кислороду равна 1.14. Формула галогеноводорода:

а) HCl б) HF в) HBr г) HI

73. (B3) Молярная масса газа, плотность которого по хлору равна 0.3944 (введите цифру)

74. (D1) Формула газа, плотность которого по кислороду равна 1.5:

а) O<sub>3</sub> б) H<sub>2</sub> в) N<sub>2</sub> г) O<sub>2</sub> д) HF

75. (B1) Газообразное вещество, которое тяжелее азота, но легче фтора:

1) NH<sub>3</sub> 2) CO 3) NO 4) HF

76. (B1) Плотность некоторого газа по азоту равна 2. Формула газа:

1) CO; 2) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>; 3) C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>; 4) N<sub>2</sub>O.

77. (C1) При сгорании 2 л углеводорода образовалось 6 л углекислого газа.

Формула углеводорода:

1) CH<sub>3</sub>; 2) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>; 3) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>; 4) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

78. (B1) Молекула – это:

- 1) частица атома;
- 2) частица, существующая в твердом состоянии;
- 3) наименьшая частица вещества, сохраняющая его свойства;
- 4) частица, содержащая ионы.

79. (B1) Газообразные азот, фтор, хлор, кислород при обычных условиях состоят из:

- 1) двухатомных молекул;
- 2) свободных атомов;
- 3) атомов, объединенных в кристаллическую решетку;
- 4) трехатомных молекул.

80. (B1) Газообразные гелий, неон, аргон при обычных условиях состоят из:

- 1) двухатомных молекул;
- 2) свободных атомов;
- 3) атомов, объединенных в кристаллическую решетку;
- 4) трехатомных молекул.

81. (B1) Выберите газы, которые при обычных условиях состоят из свободных атомов:

- а) азот, фтор, хлор, кислород,
- б) гелий, неон, аргон,
- в) озон, углекислый газ



1) O<sub>3</sub> 2) FeO; 3) PbS; 4) SiH<sub>4</sub>; 5) NH<sub>3</sub>; 6) TiO<sub>2</sub>

89. (D1) Количество атомов водорода, содержащееся в 51 г сероводорода:

1) 1 моль; 2) 1.5 моль; 3) 2 моль; 4) 3 моль.

90. (C1) Образец вещества аммиака, содержащий больше всего молекул:

1)  $m(\text{NH}_3)=10$  г; 2)  $V(\text{NH}_3)=10$  л (н.у.); 3)  $\nu(\text{NH}_3)=10$  моль.

91. (C1) В образце воды содержится 1.5 г водорода. Количество вещества воды равно:

1) 0.75 моль; 2) 1 моль; 3) 1.5 моль; 4) 2 моль.

92. (B1) В 0.2 моль оксида азота содержится 1 моль атомов кислорода.

Формула оксида:

1) N<sub>2</sub>O; 2) NO; 3) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; 4) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

93. (B1) Количество молекул, которое содержится в 35.5 г хлора:

1)  $6.02 \cdot 10^{23}$ ; 2)  $3.01 \cdot 10^{23}$ ; 3)  $9.03 \cdot 10^{23}$ ; 4)  $2 \cdot 10^{23}$ .

94. (B1) При одинаковых условиях оксид азота и оксид углерода имеют одну и ту же плотность. Формулы оксидов:

1) CO и NO; 2) CO<sub>2</sub> и NO<sub>2</sub>; 3) CO<sub>2</sub> и N<sub>2</sub>O; 4) CO и N<sub>2</sub>O

95. (C1) Эквивалент ортофосфорной кислоты в реакции  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  :

А) 196; Б) 98; В) 49; Г) 32.7; Д) 16.3.

96. (C1) Эквивалент  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  равен:

А)  $342/2$ ; Б)  $342/3$ ; В)  $342/(2 \cdot 3)$ ; Г)  $342 \cdot 2$ ; Д)  $342 \cdot 3$ .

97. (C1) Эквивалент основной соли  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$  в реакции

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl} = \text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  равен:

А)  $125.5/36.5$ ;      Б)  $125.5$ ;      В)  $125.5 \cdot 2$ ;      Г)  $125.5/2$ .

98. (D1) 6 г кислоты содержит 0,1 г водорода, способного замещаться на металл. Эквивалент кислоты:

## Письменная работа

Тема 1. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ.

1. Составьте графические формулы солей: гидроксохлорида меди (II) и гидрофосфата бария. Напишите уравнения реакций превращения этих солей в средние соли.

2. Составьте графические формулы дигидрофосфата кальция, гидроксохлорида хрома (III), карбоната калия.

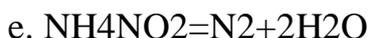
3. Напишите уравнение реакции превращение гидроксохлорида хрома (III) в хлорид хрома (III).

4. Исходя из гидроксида кальция и фосфорной кислоты, составьте формулы всех теоретически возможных солей, назовите их по международной номенклатуре.

5. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного баланса. Найдите окислитель и восстановитель.



6. Определите типы окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель



## Тема 2. Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

1. Напишите полные электронные формулы атомов следующих элементов: хром, платина, вольфрам, радий, гафний, лютеций, астат, германий, кобальт, актиний, франций, бром, висмут.

Изобразите распределение валентных электронов по квантовым ячейкам в стационарном и возбужденном состоянии.

2. Укажите все возможные валентности атома серы и атома хлора в химических соединениях

3. Валентные электроны элемента  $6s^2 6p^5$ . Определите, какой это элемент и напишите его полную электронную формулу.

## Тема 3. Химическая связь и строение молекул.

1. Определите тип гибридизации центрального атома в молекулах:  $CH_4$ ,  $BH_3$ ,  $NH_3$ ,  $BeF_2$ ,  $PCl_5$ . Укажите геометрическое строение этих молекул.

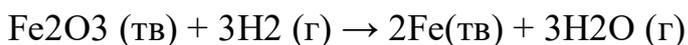
2. Определите кратность связи методом МО ЛКАО в молекулах:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $Br_2$ .

3. Укажите вид связи в молекулах:  $KBr$ ,  $CH_4$ ,  $PCl_5$ ,  $BeH_2$ ,  $CO$ ,  $Br_2$ ,  $LiCl$ ,  $Na_2O$ ,  $LiCl$ ,  $NaCl$ ,  $HCl$ ,  $NH_3$ ,  $NaBr$ ,  $KF$ .

4. Укажите, какой вид химической связи реализуется между атомами элементов с порядковыми номерами 1 и 17, 3 и 9.

## Тема 4. Химическая термодинамика и кинетика.

1. Вычислите изменение свободной энергии Гиббса и определите возможность протекания реакции при  $T = 298 \text{ K}$ :



Стандартные значения термодинамических функций взять в справочнике.

2. Температурный коэффициент реакции равен 3. Определите, как изменится скорость реакции при повышении температуры от  $300 \text{ K}$  до  $320 \text{ K}$ .

3. Рассчитать энтальпию превращения графита в алмаз, если энтальпия сгорания графита =  $-393,4 \text{ кДж/моль}$ , а алмаза =  $-395,28 \text{ кДж/моль}$ .

4. При температуре кипения бензола ( $T_{\text{к}} = 353 \text{ K}$ ) жидкость и пар равновесны. Чему равна энтропия испарения, если энтальпия испарения составляет  $34,3 \text{ кДж/моль}$ ?

5. Вычислить  $\Delta G$  в реакции и  $K$  равновесия:  $\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{NO}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{г}) + \text{NO} (\text{г})$  Стандартные значения термодинамических функций взять в справочнике.

#### Тема 5. Растворы.

1. Определите массу гидроксида натрия, содержащуюся в  $500 \text{ мл}$  его  $1\text{M}$  водного раствора.

2. Определите водородный показатель ( $\text{pH}$ ) раствора гидроксида калия, имеющего концентрацию  $0,01 \text{ моль/л}$ .

3. Определите процентную концентрацию раствора, полученного при растворении  $50 \text{ г}$  нитрата серебра в  $150 \text{ г}$  воды.

4. Определите число молей соляной кислоты, содержащихся в  $500 \text{ мл}$  её  $1\text{M}$

раствора.

5 Определите титр раствора, содержащего 4 г NaOH в 200 мл раствора.

6. Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу по катиону, по аниону. По катиону и аниону одновременно. Напишите уравнения реакций. Какие соли не подвергаются гидролизу?

Тема 6. Гальванические элементы и ряд напряжений металлов

1. Составьте схему гальванического элемента Вольта, образованного цинковым и магниевым электродами. Напишите уравнения электродных процессов.

2. Вычислите э.д.с. гальванического элемента:



Напишите уравнения электродных процессов, изобразите схему гальванического элемента.

3. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь была бы катодом, а в другом анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде. Рассчитайте э.д.с. этих гальванических элементов для стандартных условий.

4. Вычислите э.д.с. гальванического элемента:  $\text{Mg} / \text{MgSO}_4, 0,1\text{M} // \text{CuSO}_4, 0,1\text{M} / \text{Cu}$ .

Напишите уравнения электродных процессов, изобразите схему гальванического элемента.

5. Составьте схему гальванического элемента Вольта, образованного медным

и цинковым электродами. Напишите уравнения электродных процессов.

## Тема 7. Коррозия металлов

1. Железо находится в контакте:

а. с оловом;

б. с цинком.

Укажите, какой металл будет окисляться в каждом из этих случаев. Напишите схему коррозионных процессов во влажном воздухе и в растворе серной кислоты.

2. Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа. Составьте уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого цинком во влажном воздухе.

3. Две железные пластины, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте уравнения процессов коррозии этих пластинок.

4. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в нейтральной среде. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

5. Объясните, почему оцинкованное железо во влажном воздухе не корродирует даже при нарушении покрытия, а луженое железо (покрытое тонким слоем олова) быстро покрывается ржавчиной.

Напишите схему коррозионных процессов.

6. Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхности покрытия?

Напишите схему коррозионных процессов:

а. во влажном воздухе; б. в растворе соляной кислоты.

#### Тема 8. Электролиз растворов и расплавов электролитов

1. Электролиз водного раствора сульфата меди (II) продолжался в течение 1 часа при силе тока 1 А. Определите массу меди, которая выделится при электролизе. Напишите уравнения электродных процессов.

2. Вычислите эквивалент хрома, учитывая, что при пропускании через раствор его соли тока силой 10А в течение 30 минут на катоде выделилось 3,25 г хрома.

3. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора нитрата никеля:

а) с графитовым анодом; б) с никелевым анодом.

4. Электролиз раствора хлорида цинка проводится с нейтральным анодом в течение 6 часов при силе тока 3А.

Напишите уравнения электродных процессов и вычислите количества веществ, выделившихся на электродах.

5. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе: а) водного раствора нитрата серебра с инертным анодом; б) водного раствора сульфата никеля с никелевым анодом.

6. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 13,4 А в течение 1 часа. Определить количество железа, которое выделилось на катоде, если выход по току был равен 70%. Напишите уравнения реакций, протекающих на инертных электродах.

7. Напишите уравнения реакций, протекающих на инертных электродах при электролизе раствора хлорида магния. Сколько времени необходимо вести электролиз при силе тока 2 А, чтобы на катоде выделилось 2,43 г вещества

Тема 9. Высокомолекулярные соединения.

1. Определите степень полимеризации образца поливинилхлорида  $[\text{CH}_2 - \text{CH}(\text{Cl}) - ]_n$  со средней молекулярной массой 62500.

2. Напишите реакции получения поливинилхлорида, полиэтилена, полипропилена, политетрафторэтилена, полиметилметакрилата.

3. Приведите примеры карбоцепных полимеров.

4. Объясните, почему полимеры не имеют определенной точки плавления.

5. Определите степень полимеризации образца полипропилена со средней молекулярной массой 210000

## Вопросы к зачету по дисциплине «Химия»

1. Основные понятия в химии. Атом, молекула, элемент, атомная масса, молекулярная масса, моль, число Авогадро, молярная масса.
2. Законы сохранения массы и постоянства состава.
3. Законы кратных и объемных отношений.
4. Закон эквивалентов. Эквивалент, эквивалентная масса. Способы вычисления эквивалентов простых и сложных веществ по формулам.
5. Закон Авогадро. Следствия к закону Авогадро.
6. Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер. Основные характеристики протона, нейтрона, электрона. Изотопы.
7. Опыт Резерфорда. Гипотеза Резерфорда. Достоинства и недостатки гипотезы Резерфорда о строении атома.
8. Теория строения атома водорода Н.Бона.
9. Основные положения квантовой теории строения атома.
10. Квантовые числа. Электронные спектроскопические формулы атомов.
11. История открытия Периодического закона Д.И.Менделеева.
12. Периодическая система Д.И.Менделеева. Общая характеристика (порядковый номер, номер группы, тип подгруппы, номер периода).
13. Экспериментальное обоснование Периодического закона.
14. Закон Мозли. Роль закона Мозли. Современная формулировка Периодического закона.
15. Причины периодичности свойств элементов.
16. Связь свойств элементов, с зарядом ядра, электронным строением атомов и положением в Периодической системе.
17. Радиус атома. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Изменение свойств элементов в зависимости от положения в Периодической системе.
18. Виды и особенности химической связи.
19. Ковалентная связь. Метод валентных связей.
20. Метод молекулярных орбиталей.

21. Валентность в ковалентных соединениях. Насыщаемость.
22. Полярность химической связи. Полярность молекул. Дипольный момент.
23. Направленность химической связи. Гибридизация атомных орбиталей. Строение простейших молекул.
24. Ионная связь. Механизм образования ионной связи. Свойства ионной связи. Достоинства и недостатки теории ионной связи.
25. Донорно-акцепторная связь. Механизм образования донорно-акцепторной связи. Достоинства и недостатки теории ионной связи.
26. Металлическая связь.
27. Основные закономерности функционирования биосферы.
28. Принципы рационального природопользования.
29. Скорость гомогенной и гетерогенной химической реакции.
30. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
31. Влияние концентрации на скорость химической реакции.
32. Влияние температуры на скорость химической реакции.
33. Катализ. Влияние катализаторов на скорость химической реакции.
34. Внутренняя энергия вещества. Первый закон термодинамики.
35. Химическое равновесие. Константа равновесия.
36. Сдвиг химического равновесия.
37. Влияние концентрации, давления, температуры на состояние химического равновесия.
38. Понятие раствора. Типы растворов.
39. Физическая и химическая теории растворов.
40. Способы выражения концентрации растворов.
41. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
42. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля.
43. Повышение температуры кипения растворов. Эбуллиоскопическая постоянная.

44. Понижение температуры замерзания растворов. Криоскопическая постоянная.
45. Основные положения теории электролитической диссоциации С.Аррениуса.
46. Особенности протекания химических реакций в растворах электролитов.
47. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).
48. Гидролиз солей.
49. Понятие окислительно-восстановительной реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций.
50. Степень окисления. Окислитель. Восстановитель. Процесс окисления. Процесс восстановления.
51. Тепловые эффекты реакций. Энтальпия.
52. Основные законы химических превращений (превращение энергии при химических реакциях, термохимические расчеты).
53. Закон Гесса и следствия.
54. Основные классы неорганических соединений. Оксиды, основания, кислоты, соли.
55. Основные способы получения оксидов, оснований, кислот солей.
56. Виды оксидов: основные, кислотные, амфотерные оксиды. Особенности и свойства.
57. Виды гидратов оксидов. Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды.
58. Соли средние, кислые, основные. Особенности строения и свойства.