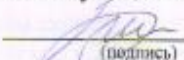


1841

**ФГБОУ ВО НОВОСИБИРСКИЙ ГАУ**  
**Кафедра химии**

Рег. № ТОП н. 03-18018  
« 07 » 10 2022 г.

**УТВЕРЖДЕН**  
на заседании кафедры  
Протокол от «03» октября 2022 г. №2  
Заведующий кафедрой

 Т.И. Бокова  
(подпись)

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ**  
**УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)**

Б1.О.18 Неорганическая химия  
Шифр и наименование дисциплины

19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания  
Код и наименование направления подготовки

Профиль Технология общественного питания  
(профиль и виды деятельности)

Новосибирск 2022

набор 2021

# Паспорт

## фонда оценочных средств

№ п/п	Контролируемые темы дисциплины*	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Раздел. 1. Химические системы. Растворы.	ОПК-2	Контрольные вопросы 1  Проверочная работа 1
2	Раздел. 2. Основные закономерности химических превращений.	ОПК-2	Контрольные вопросы 2  Проверочная работа 2
3	Раздел. 3. Реакционная способность веществ.	ОПК-2	Контрольные вопросы 3  Проверочная работа 3
4	Раздел. 4. Химия элементов.	ОПК-2	Контрольные вопросы 4  Проверочная работа 4
5	Экзамен	ОПК –2	Вопросы к экзамену

\* Наименование темы (раздела) или тем (разделов) берется из рабочей программы дисциплины

## Основные законы и понятия химии

1. Указать, к каким классам неорганических соединений относятся следующие вещества:  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
2. Написать уравнения реакций, характеризующие свойства  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , как представителя класса.
3. Написать уравнение реакции между  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .
4. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ .
5. Какие оксиды могут быть получены при нагревании  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ?
6. Найти эмпирические формулы следующих оснований: гидроксид железа (III), гидроксид бария, гидроксид аммония.
7. По формулам оксидов  $\text{Na}_2\text{O}$  и  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  составить формулы соответствующих гидроксидов.
8. К каким типам относятся следующие соли:  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{FeOHCl}_2$ ,  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ .
9. Написать эмпирическую формулу оксида железа, зная, что кислород двухвалентен, а железо трехвалентно.
10. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам:  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .
11. Какую общую формулу имеет основание?  
а)  $\text{Me}(\text{OH})_n$ ; б)  $\text{H}_2(\text{Ac})$ ; в)  $\text{Эm Оn}$ ; г)  $\text{Мем} (\text{Ac})_n$ .
12. Количество вещества – это:  
а) порция вещества, измеренная в молях; б) число структурных частиц, равное  $6 \cdot 10^{23}$ ; в) масса вещества; г) навеска вещества.
13. Мельчайшей химически неделимой частицей вещества является: а) молекула; б) ион; в) атом; г) химический элемент.
14. Какой из кислот соответствует название «сернистая кислота»?  
а)  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
15. Амфотерными свойствами не обладает: а)  $\text{ZnO}$ ; б)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ; в)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; г)  $\text{Cu}_2\text{O}$ .
16. Оксид кремния  $\text{SiO}_2$  относится к классу:  
а) кислотных оксидов; б) основных оксидов; в) амфотерных оксидов; г) несолеобразующих оксидов.

– оценка «отлично» выставляется студенту, если процент правильных ответов составляет 80-100%;

– оценка «хорошо» – 70-79%;

– оценка «удовлетворительно» – 60-69%;

– оценка «неудовлетворительно» – менее 60%.

Критерии оценки:

Каждое задание соответствует 1 баллу БРС по дисциплине.

## «Химические системы. Растворы»

1. Рассчитать сколько моль и моль-эквивалентов составляют 44,5 г  $\text{AlCl}_3$ .
2. Сколько грамм  $\text{AlCl}_3$  необходимо взять для приготовления 50 г 14 % раствора?
3. Сколько грамм воды содержится в 300 г 10 % раствора?
4. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего в 3 л 18,9 г  $\text{HNO}_3$ .
5. В каком объеме 0,5М раствора  $\text{ZnSO}_4$  содержится 16,4 г соли?
6. Определите эквивалентную концентрацию раствора, в 2 л которого содержится 80,5 г  $\text{ZnSO}_4$ .
7. Определите процентную концентрацию раствора  $\text{HCl}$ , полученного растворением 30 г хлористого водорода в 70 г воды.
8. Определите молярную концентрацию раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , содержащего в 100 мл 2,76 г соли.
9. Написать уравнения реакций электролитической диссоциации следующих веществ:  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{HMnO}_4$ ;  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaHSO}_3$
10. По данному сокращенному ионному уравнению составить 2 молекулярных:  
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
11. Кислым или щелочным является раствор с  $\text{pOH}=3$ . Доказать расчетом  $\text{H}^+$  и  $\text{pH}$ .
12. Закончить уравнение реакции и написать полное и сокращенное ионные уравнения:  
 $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 =$
13. По данному сокращенному ионному уравнению составить 2 молекулярных:  
 $\text{Fe}^{3+} + \text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
14. Написать уравнения реакции гидролиза в ионной и молекулярной форме по 1 ступени солей  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ . Указать характер среды.
15. Концентрация ионов гидроксила в растворе равна  $10^{-9}$  моль/л. Чему равен водородный показатель. Кислым или щелочным является раствор.
16. Концентрация ионов водорода в растворе равна  $10^{-12}$  моль/л. Чему равен водородный показатель. Кислым или щелочным является раствор?
17. Молярная концентрация показывает:
  - а) сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 л раствора;
  - б) сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 л растворителя;
  - в) долю растворенного вещества от всего раствора;
  - г) сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л раствора.
18. Способ выражения концентрации раствора, который показывает массу растворенного вещества в 1 мл раствора называется:
  - а) молярная доля; б) *титр*; в) молярность; г) молярная концентрация эквивалента
19. Кристаллические вещества, в состав которых входит химически связанная вода называют: а) кристаллогидраты; б) гидриты; в) электролиты; г) сольваты.
20. Какую массу воды следует прибавить к 180 г 15%-ного раствора для получения 12%-ного раствора: 1) 35г; 2) 40г; 3) 45г; 4) 50 г?
21. Молярная концентрация эквивалентов раствора показывает:
  - а) отношение массы растворителя к массе растворенного вещества;
  - б) число молей растворенного вещества в одном литре раствора;
  - в) отношение количества вещества к массе растворителя;
  - г) количество моль-эквивалентов в 1 литре раствора.
14. Раствор, в котором вещество при данной температуре больше не растворяется, называется: а) насыщенным; б) разбавленным; в) ненасыщенным.
15. Формула для определения массовой доли вещества:
  - 1)  $m = V / \rho$ ; 2)  $C = n / V$ ; 3)  $m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{воды})$ ; 4)  $\omega = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра})$
16. Выберите определение растворимости: а) способность смешиваться с другими веществами и образовывать гетерогенные системы;  
б) способность вещества растворяться в растворителе;

в) способность веществ смешиваться с другими веществами и образовывать однородные смеси.

17. С каким из реагентов при взаимодействии с  $\text{BaCl}_2$  реакция будет протекать только в прямом направлении: а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ; в)  $\text{KI}$ ; г)  $\text{HBr}$ .

18. Согласно положениям ТЭД к катоду будут перемещаться:

а) только катионы; б) только анионы; в) нейтральные атомы и группы атомов; г) и катионы, и анионы.

19. Теория электролитической диссоциации сформулирована:

а) С.Аррениусом; б) А.М. Бутлеровым; в) М.В. Ломоносовым; г) Д.И. Менделеевым.

20. С помощью каких индикаторов можно установить, что раствор имеет щелочной характер: а) фенолфталеин; б) метилоранж; в) метиловый красный; г) лакмус?

21. Какие вещества образуют при диссоциации ионы  $\text{Mn}^{2+}$ :

а)  $\text{KMnO}_4$ ; б)  $\text{MnCl}_2$ ; в)  $\text{Na}_2\text{MnO}_4$ ; г)  $\text{MnO}_2$ ?

22. Какие вещества в ионном уравнении реакции записываются в виде молекул:

а)  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; в)  $\text{PbS}$ ; г)  $\text{HNO}_3$ ?

23. Сколько ионов образуется при диссоциации молекулы  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ : а) 2; б) 9; в) 3; г) 4?

24. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием гидролизуются:

а) по катиону металла; б) по анионы кислотного остатка; в) по катиону и аниону; г) гидролизу не подвергаются.

Критерии оценки:

– оценка «отлично» выставляется студенту, если процент правильных ответов составляет 80-100%;

– оценка «хорошо» – 70-79%;

– оценка «удовлетворительно» – 60-69%;

– оценка «неудовлетворительно» – менее 60%.

Каждое задание соответствует 1 баллу БРС по дисциплине.

## «Основные закономерности химических превращений»

1. При взаимодействии газообразных сероводорода и оксида углерода (IV) образуются пары воды и сероуглерода  $\text{CS}_2(\text{г})$ . Написать термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект в стандартных условиях.
2. Вычислить, сколько теплоты выделится при сгорании 4,48 л этилена в стандартных условиях.
3. Рассчитать количество теплоты, которое выделится при сгорании: 1 л метана.
4. Вычислить  $\Delta G^0_{298}$  для следующих реакций:  
 $2\text{NaF}(\text{к}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{NaCl}(\text{к}) + \text{F}_2(\text{г})$
5. Написать математическое выражение закона действия масс для реакции:  
а)  $4\text{Fe}(\text{тв.}) + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.})$ ;  
б)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ .
6. Во сколько раз увеличится скорость реакции  $4\text{Fe}(\text{тв.}) + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.})$  при увеличении давления в 3 раза?
7. Написать выражение констант равновесия реакций:  
а)  $2\text{CO} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{C}(\text{тв.}) - Q$ ;  
б)  $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) - Q$ .
8. Вычислить константу равновесия системы  $2\text{CO} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{C}(\text{тв.})$ , если в состоянии равновесия концентрация  $[\text{CO}] = 0,04$  моль/л; концентрация  $[\text{CO}_2] = 0,05$  моль/л.
9. Согласно правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на 10 К скорость многих реакций:  
а) увеличивается в 2–4 раза; б) увеличивается в 5–10 раз; в) уменьшается в 2–4 раза; г) уменьшается в 5–10 раз
10. Какие из нижеперечисленных факторов приведут к смещению равновесия реакции влево:  
 $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г}), \Delta H^\circ_p = -196,6 \text{ кДж}$   
а) уменьшение реакционного объёма;  
б) повышение температуры;  
в) увеличение реакционного объёма;  
г) понижение температуры;  
д) увеличение концентрации  $\text{O}_2$ ?
11. Химические реакции, протекающие на границе раздела фаз (например, твердой и жидкой, твердой и газообразной), называются:  
а) гомолитическими; б) гетеролитическими.
12. На смещение гетерогенного химического равновесия твердые исходные вещества и продукты реакции: а) влияют; б) не влияют
13. В какую сторону сместится химическое равновесие в системе  $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - Q$  при понижении температуры:  
а) в сторону продуктов реакции; б) в сторону исходных веществ; в) равновесие не смещается?
14. В какую сторону сместится химическое равновесие в системе  $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв.}) = 2\text{CO}(\text{г})$  при повышении давления:  
а) в сторону продуктов реакции, б) в сторону исходных веществ, в) равновесие не смещается?
15. Назовите внешние воздействия, которые позволят сместить химическое равновесие и получить максимальное количество металлического железа в системе  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + 3\text{H}_2(\text{газ}) = 2\text{Fe}(\text{тв.}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$   
1) увеличение концентрации водорода  
2) увеличение количества оксида железа (III)  
3) увеличение количества воды

- 4) удаление воды из системы
- 5) увеличение давления в системе
- 6) уменьшение давления в системе
- 7) введение катализатора

16. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз, если температурный коэффициент реакции равен 2?

1) 40; 2) 30; 3) 10.

*Критерии оценки:*

- оценка «отлично» выставляется студенту, если процент правильных ответов составляет 80-100%;
- оценка «хорошо» – 70-79%;
- оценка «удовлетворительно» – 60-69%;
- оценка «неудовлетворительно» – менее 60%.

Каждое задание соответствует 1 баллу БРС по дисциплине.

## «Реакционная способность веществ.»

1. Атом элемента содержит 24 электрона. Написать электронную формулу атома элемента и графическую формулу валентных электронов в нормальном и возбужденном состоянии.
2. Строение валентных электронов атома элемента  $4s^2 3d^1$ . Назовите элемент, напишите полную электронную формулу, назовите период и группу, в которой он находится. Назовите его полные аналоги.
3. Напишите электронную формулу катиона  $S^{+6}$ .
4. Как меняется радиус атома, металлические свойства в ряду элементов: Li, Be, B, C?
5. Определить тип связи в соединении, указать наиболее электроотрицательный элемент  $H_3BO_3$ ,  $AlCl_3$ .
6. Как меняется энергия ионизации, сродство к электрону, металлические свойства в ряду элементов: C, Si, Ge, Sn?
7. Строение валентных электронов атома элемента  $4s^2$ . Назовите элемент, напишите полную электронную формулу, назовите период и группу, в которой он находится. Составьте формулу высшего оксида. Назовите его полные аналоги.
8. Напишите электронную формулу аниона  $S^{2-}$
9. KJ; HJO<sub>4</sub>; J<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; HJO;  
HJ.
10. 2. Укажите, в каком из процессов происходит окисление, а в каком восстановление:
11.  $KMnO_4 \rightarrow MnO_2$ ;  $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$ ;  $2Fe \rightarrow Fe_2O_3$ .
12. Какие из приведенных ниже веществ могут быть только окислителями, только восстановителями или проявляют и окислительные и восстановительные свойства:  
C; Na<sub>2</sub>S; KMnO<sub>4</sub>; HNO<sub>2</sub>; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
13. С помощью метода электронного баланса подобрать коэффициенты для реакции:  
 $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$
14. Рассчитать молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя в уравнении реакции:  $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
15. Чему равен коэффициент перед формулой восстановителя и окислителя в уравнении реакции, схема которой:  $P + KClO_3 \rightarrow KCl + P_2O_5$ .
16. Определить заряд иона иода в составе сложного иона:  $(JO_2)^-$ ;  $(JO_3)^-$ .
17. Определить степень окисления фосфора в следующих соединениях:  
PH<sub>3</sub>; P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; PCl<sub>5</sub>; PBr<sub>3</sub>; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.
18. Число энергетических уровней в атоме равно: а) номеру элемента; б) номеру периода; в) номеру группы; г) заряду ядра.
19. Максимальное число связей, которые могут иметь s- и p-элементы III-го периода периодической системы (по методу ВС) равно: а) 3; б) 4; в) 6; г) 8.
20. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии равно: а) 1; б) 4; в) 5; г) 6.
21. Число валентных электронов у атома с электронной конфигурацией  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  равно: а) 1; б) 3; в) 5; г) 6.
22. Количество атомных орбиталей на f-подуровне: а) 1; б) 3; в) 5; г) 7.
23. Формула высшего оксида элемента, конфигурация основного состояния валентного энергетического уровня которого  $(n-1)d^5 ns^2$ , имеет вид: а)  $Э_2O_7$ ; б)  $Э_2O_5$ ; в)  $ЭO$ ; г)  $Э_2O_3$ .
24. Спин-валентность серы в стабильном состоянии равна: а) 2; б) 4; в) 6; г) 8.
25. Число валентных электронов в атоме равно: а) номеру элемента; б) номеру периода; в) номеру группы; г) заряду ядра.
26. Дополнить: как окислителем, так и восстановителем в ОВР может быть частица, содержащая элемент в \_\_\_\_\_ степени окисления.
27. Степень окисления серы в кислотном остатке  $Al_2(SO_3)_3$  равна:  
а) +2; б) +6; в) +4; г) +3.



28. Окислитель – это:

- а) атом, который отдаёт электроны и понижает свою степень окисления;
- б) атом, который принимает электроны и понижает свою степень окисления;
- в) атом, который принимает электроны и повышает свою степень окисления;
- г) атом, который отдаёт электроны и повышает свою степень окисления

29. Процесс восстановления – это процесс

- а) отдачи электронов; б) *принятия электронов*; в) повышения степени окисления атома.

30. Окислитель – это атом, молекула или ион, который:

- а) увеличивает свою степень окисления;
- б) *принимает электроны*;
- в) окисляется;
- г) отдаёт свои электроны.

31. Полуреакция  $C^{+2} \rightarrow C^{+4}$  соответствует реакции:

- а)  $C + O_2 = CO_2$ ; б)  $2CO + O_2 = 2CO_2$ ;
- в)  $C + CO_2 = 2CO$ ; г)  $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$ .

32. Наибольшее значение степени окисления фосфор имеет в соединении:

- а)  $KH_2PO_3$ , б)  $Na_3P$ , в)  $H_3PO_4$ , г)  $P_4$

33. В реакции, схема которой  $H_2S + H_2SO_4 (конц.) \rightarrow SO_2 + S + H_2O$ , окислителем является:

- а)  $S^{+6}$ , б)  $S^{-2}$ , в)  $H_2^0$ , г)  $H^{+1}$

34. Окислительно-восстановительной реакцией не является:

- а)  $Cl_2 + H_2 = 2HCl$ , б)  $2Cl_2 + 2H_2O = 4HCl + O_2$ ,
- в)  $Cl_2 + 2KI = 2KCl + I_2$ , г)  $HCl + AgNO_3 = AgCl + HNO_3$

*Критерии оценки:*

- оценка «отлично» выставляется студенту, если процент правильных ответов составляет 80-100%;
- оценка «хорошо» – 70-79%;
- оценка «удовлетворительно» – 60-69%;
- оценка «неудовлетворительно» – менее 60%.

8)

Каждое задание соответствует 1 баллу БРС по дисциплине.

## «Химия элементов»

1. Чем определяется принадлежность элементов к семейству s-элементов?
2. Почему для щелочноземельных металлов более характерно образование комплексных соединений, чем для щелочных?
3. Почему литий проявляет большое сходство в свойствах с магнием?
4. Почему щелочные и щелочноземельные металлы более склонны к образованию катионов?
5. Какие кислородные соединения образуются при горении щелочных металлов в кислороде?
6. Почему для щелочноземельных элементов практически невозможно получение отрицательно заряженных ионов?
7. Чем определяется принадлежность элементов к семейству p-элементов?
8. Каков характер связей, образуемых атомами неметаллов в их соединениях?
9. Чем определяется принадлежность элементов к семейству d-элементов?
10. Какие степени окисления могут проявлять d-элементы?
11. Каков характер связей, образуемых атомами металлов в их соединениях?
12. Указать комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутреннюю и внешнюю сферу комплексного соединения. Определить заряд комплексообразователя.  
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
13. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексного соединения:  
 $\text{Na}_6[\text{Zn}(\text{SO}_4)_4]$
14. Написать выражение для константы нестойкости комплексного иона:  $[\text{Cd}(\text{NH}_4)_4]^{2+}$
15. Определить заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ,  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ .
16. Написать уравнения первичной диссоциации на ионы следующих комплексных солей кобальта, заключив комплексные ионы в квадратные скобки:  $\text{Co}(\text{NO}_3)_3 \cdot 3\text{KNO}_3$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ . Координационное число кобальта равно 6.
18. Написать молекулярное и ионные уравнения реакции между  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . В результате реакции образуется труднорастворимое комплексное соединение.
19. Дать название комплексному соединению:  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ .
20. Какие степени окисления могут проявлять s-элементы?  
а) +1; б) +3; в) +2; г) +4.
20. Как изменяются атомных радиусов у элементов семейства по группе с увеличением порядкового номера элемента:  
а) увеличивается; б) уменьшается.
21. Как изменяются атомных радиусов у элементов семейства по периоду с увеличением порядкового номера элемента:  
а) увеличивается; б) уменьшается.
22. Степень окисления иона-комплексообразователя в комплексном ионе  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^+$ :  
а) +3; б) +2; в) +1; г) -2
23. Выберите формулу аквапентацианоферрата (II) калия:  
а)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6\text{H}_2\text{O}]$ ; б)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{H}_2\text{O}]$ ;  
в)  $\text{Ca}[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{H}_2\text{O}]$ ; г)  $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{H}_2\text{O}]$
24. Комплексному соединению  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6(\text{NH}_3)_2]$  соответствует название:  
а) гексанитродиаминокобальтат (II) калия;  
б) диаминогексанитратокобальтат (III) кальция;  
в) диаминогексанитратокобальтат (III) калия;  
г) гексанитродиакокарбонила калий (I.)
25. В соединении  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{H}_2\text{O}]$  координационное число равно:  
а) 5; б) 6; в) 1; г) 3.
26. При растворении  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  в воде образуются:  
а)  $\text{Na}^+$ ,  $[\text{Zn}(\text{OH})]^{+}$ ,  $\text{OH}^-$ ; б)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ; в)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{OH}^-$ ; г)  $2\text{Na}^+$ ,  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

27. Превращение  $[Al(OH)_4(H_2O)_2]^- \rightarrow Al(OH)_3$  представляет собой процесс:

а) восстановление; б) окисление; в) дегидратация; г) *разрушение комплексного иона*; д) обменное взаимодействие

28. Металл, входящий в состав гемоглобина:

а) Cu; б) Mg; в) Fe; г) Zn

29. Среди указанных комплексов найдите цианокомплекс:

а)  $K_4[Fe(NO_2)_6]$ ; б)  $K_3[FeCl_6]$ ; в)  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ ; г)  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

*Критерии оценки:*

– оценка «отлично» выставляется студенту, если процент правильных ответов составляет 80-100%;

– оценка «хорошо» – 70-79%;

– оценка «удовлетворительно» – 60-69%;

– оценка «неудовлетворительно» – менее 60%.

9)

Каждое задание соответствует 1 баллу БРС по дисциплине.

## Список вопросов для подготовки к экзамену

1. Предмет химии. Основные понятия и законы химии.
2. Атомно – молекулярное учение.
3. Расчет молярной массы кислот, солей и оснований.
4. Классы неорганических соединений.
5. Номенклатура, получение и химические свойства оксидов.
6. Номенклатура, получение и химические свойства кислот.
7. Номенклатура, получение и химические свойства оснований.
8. Номенклатура, получение и химические свойства солей.
9. Современная теория строения атома.
10. Постулаты Бора.
11. Планетарная и квантово-механическая модель строения атома.
12. Квантовые числа.
13. Потенциал ионизации и энергия сродства к электрону. Их изменение по группам и периодам.
14. Металличность и неметалличность. Изменение этих свойств по периодам и группам.
15. Принцип Паули и запрет Паули.
16. Описание электронной структуры набором квантовых чисел.
17. Периодический закон Д. И. Менделеева в свете строения атома.
18. Структура периодической системы.
19. Периодичность свойств химических элементов.
20. На примере щелочных металлов (1 гр.) объясните, как изменяется строение атома и свойства элементов.
21. На примере галогенов (7 гр.) объясните, как изменяется строение атома и свойства элементов.
22. На примере элементов 3 и 4 периода объясните, как изменяется строение атома и свойства элементов.
23. Электроотрицательность, валентность, степень окисления.
24. Физический смысл квантовых чисел и их цифровых значений
25. Правило Клечковского и получение энергетического ряда Клечковского.
26. Правила квантовой механики.
27. Принцип минимума энергии и правило Хунда.
28. Типы химических связей.
29. Основные характеристики химической связи.
30. Ионная связь. Характеристики. Привести примеры соединений с данным типом связи.
31. Водородная связь, ее характеристики.
32. Ковалентный тип связи, ее свойства и типы.
33. Основные понятия химической термодинамики.
34. Понятие энтальпии.
35. Закон Гесса.
36. Понятие энтропии.
37. Энергия Гиббса.
38. Понятие скорости химической реакции.
39. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
40. Закон действующих масс для гомогенных реакций.
41. Закон действующих масс для гетерогенных реакций.
42. Химическое равновесие.
43. Принцип Ле Шателье.
44. Константа химического равновесия. Привести примеры для гомогенных и гетерогенных систем.
45. Константа скорости реакции.

46. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант Гоффа.
47. Катализ и катализаторы.
48. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия.
49. Управление гидролизом. Роль гидролиза в процессах жизнедеятельности.
50. Гидролиз солей. Виды гидролиза.
51. Влияние различных факторов на гидролиз солей.
52. Диссоциация воды. Ионное равновесие воды.
53. Водородный показатель.
54. Понятие о растворах. Растворимость веществ.
55. Классификация растворов. роль растворов.
56. Роль электролитов в процессах жизнедеятельности.
57. Способы выражения концентраций растворов.
58. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.
59. Обратимые и необратимые реакции в растворах электролитов.
60. Основные положения теории электролитической диссоциации.
61. Классы неорганических соединений с позиции теории электролитической диссоциации.
62. Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия.
63. Окисление и восстановление. Привести примеры.
64. Приведите примеры окислителей и восстановителей. Объясните.
65. Порядок уравнивания ОВР. Метод электронного баланса.
66. Классификация ОВР.
67. Комплексные соединения. Природа химической связи в комплексных соединениях.
68. Координационная теория Вернера. Строение комплексов.
69. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости. Константа устойчивости комплексов.
70. Номенклатура комплексных соединений и их классификация.
71. Химия биогенных элементов. Классификации химических элементов с позиций биологии.
72. Распространенность химических элементов в природе.
73. Биогенные элементы.
74. Биологическая роль химических элементов в организме.
75. Закономерности распределения биогенных элементов в периодической системе. На примере 4 группы.
76. Общая характеристика биогенных s-элементов.
77. Водород. Его соединения. Химические свойства и биологическая роль.
78. Вода. Строение молекулы. Химические свойства. Биологическая роль.
79. Калий и натрий. Их соединения. Химические свойства и биологическая роль.
80. Кальций и магний. Их соединения. Химические свойства и биологическая роль.
81. Общая характеристика биогенных p-элементов.
82. Углерод и кремний. Их соединения. Химические свойства и биологическая роль.
83. Азот и фосфор. Их соединения. Химические свойства и биологическая роль.
84. Кислород и сера. Их соединения. Химические свойства и биологическая роль.
85. Галогены. Их соединения. Химические свойства и биологическая роль.
86. Общая характеристика биогенных d-элементов.
87. «Металлы жизни» на примере микроэлементов побочных подгрупп периодической системы. Химические свойства и биологическая роль.
88. Медь и цинк. Химические свойства и биологическая роль.
89. Железо и кобальт. Химические свойства и биологическая роль.
90. Молибден и марганец. Химические свойства и биологическая роль.

## Типовые задания к экзаменационным билетам по химии

1. Определить число моль в навеске (х г) вещества.
2. Расчет молярной массы кислот, солей и оснований; окислителей и восстановителей.
3. Превращения неорганических соединений. (Тема «Классы неорганических соединений»).
4. Номенклатура, получение и химические свойства оксидов.
5. Номенклатура, получение и химические свойства кислот.
6. Номенклатура, получение и химические свойства оснований.
7. Номенклатура, получение и химические свойства солей.
8. Уметь писать и уравнивать химические реакции взаимодействий ионообменных и окислительно-восстановительных реакций.
9. Уметь писать строение атома в основном и возбужденном состоянии, исходя из положения в Периодической системе. Объяснять валентность и степень окисления элемента.
10. Давать характеристику группы, подгруппы, периода.
11. Потенциал ионизации и энергия сродства к электрону. Их изменение по группам и периодам.
12. Металличность и неметалличность. Изменение этих свойств по периодам и группам.
13. Описание электронной структуры набором квантовых чисел.
14. Периодичность свойств химических элементов.
15. На примере металлов (любой группы) объясните, как изменяется строение атома и свойства элементов.
16. На примере неметаллов (любой группы) объясните, как изменяется строение атома и свойства элементов.
17. Электроотрицательность, валентность, степень окисления.
18. Уметь рассчитывать типы химических связей по таблице относительных электроотрицательностей элементов (по Полингу).
19. Уметь трактовать понятие и значения энтальпии, энтропии.
20. Расчеты по закону Гесса.
21. Расчеты по закону действующих масс для гомогенных реакций.
22. Расчеты по закону действующих масс для гетерогенных реакций.
23. Расчеты по правилу Вант Гоффа.
24. Уметь использовать принцип Ле Шателье. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия.
25. Константа химического равновесия. Привести примеры для гомогенных и гетерогенных систем.
26. Решение задач на способы выражения концентраций растворов: процентная, молярная, моляльная. Перерасчет одной концентрации в другую.
27. Уметь писать ионообменные реакции в растворах электролитов: молекулярные, ионные, сокращенные ионные уравнения. По сокращенному ионному уравнению писать молекулярное уравнение.
28. Уметь пользоваться таблицей растворимости. Знать деление электролитов по силе. Сильные и слабые электролиты.
29. Уметь писать диссоциацию неорганических соединений с позиции теории электролитической диссоциации (кислот, солей, оснований, комплексных соединений).
30. Уметь писать гидролиз солей по 1-ой ступени, определять характер среды в растворе соли.
31. Влияние различных факторов на гидролиз солей.
32. Вести расчеты водородного показателя, концентрации протонов и ионов гидроксила в растворе. Знать формулу ионного произведения воды.
33. Знать порядок уравнивания ОВР. Метод электронного баланса.

34. Определять окислительные и восстановительные возможности различных соединений.
35. Окисление и восстановление. Привести примеры.
36. Уметь писать первичную и вторичную диссоциацию комплексных соединений. Константа нестойкости. Константа устойчивости комплексов.
37. Знать строение комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.
38. Знать различия в диссоциации простых и комплексных соединений.
39. Уметь писать реакции обмена между простыми и комплексными соединениями.
40. Общая характеристика биогенных s-элементов.
41. Водород. Его соединения. Перекись водорода. Химические свойства и биологическая роль.
42. Вода. Строение молекулы. Химические свойства. Биологическая роль.
43. Калий и натрий. Их оксиды и щелочи, соли. Химические свойства и биологическая роль.
44. Кальций и магний. Их оксиды и щелочи, соли. Химические свойства и биологическая роль.
45. Общая характеристика биогенных p-элементов. Понятие амфотерности.
46. Углерод и кремний. Аллотропные модификации углерода. Оксиды углерода, угольная кислота. Химические свойства и биологическая роль.
47. Азот. Оксиды азота. Азотная кислота. Ее особенности взаимодействия (разбавленной и концентрированной) с металлами. Аммиак. Химические свойства и биологическая роль.
48. Фосфор. Оксиды фосфора. Фосфорная кислота. Химические свойства и биологическая роль.
49. Кислород. Его соединения. Химические свойства и биологическая роль.
50. Сера. Оксиды серы. Серная, сернистая кислоты. Их соли. Сероводород. Химические свойства и биологическая роль.
51. Галогены. Оксиды хлора. Кислородсодержащие кислоты хлора. Хлороводород. Химические свойства и биологическая роль.
52. «Металлы жизни» на примере микроэлементов побочных подгрупп периодической системы. Химические свойства и биологическая роль.

### **Темы контрольных работ**

1. Способы выражения концентрации растворов.
2. Энергетика химических процессов.
3. Кинетика химических процессов. Химическое равновесие.
4. Строение атомов. Основные понятия квантовой теории. Химическая связь. Периодический закон. Периодическая система Д.И. Менделеева.
5. Растворы электролитов. Ионные равновесия и обменные реакции в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.
6. Окислительно-восстановительные реакции.
7. Комплексные соединения.
8. Химия элементов.

#### **Критерий оценки:**

- оценка «отлично» выставляется при правильно выполненной задаче, аккуратно и чисто, в соответствии с требованиями, оформленном решении;
- оценка «хорошо» выставляется при правильно решенной задаче и при наличии в ходе выполнения незначительных погрешностей;
- оценка «удовлетворительно» выставляется, если после проверки в задаче будут исправлены все ошибки и она будет оформлена в соответствии с пунктом выше.
- во всех остальных случаях работа не засчитывается и выдается другой вариант.

## МАТРИЦА СООТВЕТСТВИЯ КРИТЕРИЕВ ОЦЕНКИ УРОВНЮ СФОРМИРОВАННОСТИ КОМПЕТЕНЦИЙ

Критерии оценки	Уровень сформированности компетенций
<b>Оценка по пятибалльной системе</b>	
«Отлично»	«Высокий уровень»
«Хорошо»	«Повышенный уровень»
«Удовлетворительно»	«Пороговый уровень»
«Неудовлетворительно»	«Не достаточный»
<b>Оценка по системе «зачет – незачет»</b>	
«Зачтено»	«Достаточный»
«Не зачтено»	«Не достаточный»

### Методические материалы, определяющие процедуру оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

1. Положение «О балльно-рейтинговой системе аттестации студентов»: СМК ПНД 08-01-2022, введено приказом от 28.09.2011 №371-О (<http://nsau.edu.ru/file/403>: режим доступа свободный);
2. Положение «О проведении текущего контроля и промежуточной аттестации обучающихся в ФГБОУ ВО Новосибирский ГАУ»: СМК ПНД 77-01-2022, введено в действие приказом от 03.08.2015 №268а-О (<http://nsau.edu.ru/file/104821>: режим доступа свободный);



**Образец экзаменационного билета**  
**Новосибирский государственный аграрный университет**

Агрономический факультет

УТВЕРЖДАЮ  
Зав. кафедрой химии

Экзамен по дисциплине  
**Неорганическая химия**

\_\_\_\_\_ Т.И. Бокова

**Билет № 1**

1. Номенклатура, получение и химические свойства оксидов.
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Диссоциация воды. Ионное равновесие воды.
4. В каком из указанных процессов происходит повышение степени окисления элементов:  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ ;  $2\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ;  $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$ ;
5. Сколько воды нужно для приготовления 20%-го раствора, если имеется 200 г сухой соли?

Экзаменатор \_\_\_\_\_

Т.И. Бокова

Критерии оценки:

- оценка «отлично» выставляется студенту, если выполнены 5 заданий из пяти...;
- оценка «хорошо», если выполнены 4 задания.;
- оценка «удовлетворительно» - если три.....;
- оценка «неудовлетворительно» если менее 3-х.....

Каждое задание соответствует 1 баллу БРС по дисциплине.

Тестовые задания для проверки сформированности компетенции на этапе их освоения по дисциплине Б1.О.18 «Неорганическая химия»  
направление подготовки:

19.03.03 Продукты питания животного происхождения

Код компетенции	Расшифровка
ОПК–2	Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности

1. Электронной формуле иона  $S^{2-}$  соответствует выражение:  
а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
2. Какие оксиды могут быть получены при нагревании силиката магния:  
а)  $MgO$  и  $SiO$ ; б)  $MgO$  и  $SiO_2$ ; в)  $H_2O$  и  $SiO_2$
1. Названию - гексанитрокобальтат (III) калия соответствует формула:  
а)  $K_4[Co(NO_2)_6]$ ; б)  $K_3[Co(NO_2)_6]$ ; в)  $K_3[Co(NO_2)_6(NH_3)_2]$ ; г)  $K_3[Co(NO_3)_6]$
4. Процентная концентрация раствора  $HCl$ , полученного растворением 30 г хлористого водорода в 110 г воды равна:  
а) 27,3%; б) 21,4%; в) 37,5%
5. Степень окисления азота в ионе  $NO_2^-$ :  
а) +5; б) +3; в) -3
6. Кислым или щелочным является раствор с  $pOH=3$ , чему равна концентрация  $H^+$ :  
а) кислый,  $[H^+] = 10^{-11}$ ; б) щелочной,  $[H^+] = 10^{-11}$ ; в) щелочной,  $[H^+] = 10^{-3}$
7. Сокращенное уравнение при взаимодействии  $Al(NO_3)_3$  и  $NaOH$  имеет вид:  
а)  $Al^{3+} + OH^- = Al(OH)_3$ ; б)  $Al^{3+} + NO_3^- = Al(OH)_3$ ; в)  $NO_3^- + Na^+ = NaNO_3$
8. Математическое выражение закона действующих масс для реакции  $CO_2(г) + C(тв) = 2CO(г)$  имеет вид: а)  $v = kC(CO_2)$ ; б)  $v = kC(CO_2) \cdot C(C)$ ; в)  $v = kC(C)$ .
9. Для водных растворов справедливо соотношение:  
а)  $pH + pOH=7$ ; б)  $pH + pOH=14$ ; в)  $pH + pOH = 10^{-14}$ ; г)  $pOH + pH = 10^{-7}$
10. Если температуру реакции увеличить на  $30^\circ C$ , а температурный коэффициент химической реакции равен 2, то скорость реакции увеличится:  
а) в 4 раза; б) в 8 раз; в) в 9 раз.
11. Формула соли, водный раствор которой проявляет кислую реакцию, имеет вид: а)  $Na_3PO_4$ ; б)  $K_2SO_3$ ; в)  $NaCl$ ; г)  $FeSO_4$ .
12. Оксид бария  $BaO$  относится к классу:  
а) кислотных оксидов; б) основных оксидов; в) амфотерных оксидов.
13. Как меняется радиус атома в периоде и в группе периодической таблицы.
14. Составить электронную формулу и представить графически размещение валентных электронов по квантовым ячейкам для фосфора.
15. Определить чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в соединении:  $[Al(H_2O)_5Cl]Br_2$ .
16. Сформулировать принцип Ле-Шателье
17. Что означает: а) 3 М раствор?; б) 0,25 М раствор?
18. Сколько граммов  $CuSO_4$  содержится в 500 мл 4 М раствора?
19. Определить процентную концентрацию раствора, приготовленного из 200 г воды и 50 г соли.
20. В 0,5 л раствора содержится 0,053 кг  $KCl$ , плотность раствора  $\rho = 1,063$  г/мл. Определить процентную концентрацию раствора хлорида калия.
21. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов:  $CuSO_4$  и  $Na_2S$ .
22. Составить молекулярное уравнение реакций, которое выражаются ионным уравнением:  $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$ ;

23. Чему равна концентрация ионов  $[H^+]$ , если  $pH = 7$ ,  $pH=10$ ?
24. Температурный коэффициент равен 2. Как и во сколько раз изменится скорость данной реакции при охлаждении системы от  $100$  до  $60^\circ C$ ?

Составитель \_\_\_\_\_ Т.И. Бокова  
«\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2022 г.