

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (НИ ТГУ)

Геолого-географический факультет

УТВЕРЖДАЮ:  
Декан геолого-географического факультета



П.А. Тишин

« 30 » июня 2022 г.

**Фонд оценочных средств**  
**ХИМИЯ**  
по направлению подготовки **05.03.06 Экология и природопользование**

Направленность (профиль) подготовки / специализация:

**«Природопользование»**

Форма обучения

**Очная**

Квалификация

**Бакалавр**

ФОС составила  
к.х.н., доцент каф. неорганической химии  
Коротченко Н.М.

ФОС одобрен на  
заседании УМК ГГФ  
Протокол от 24 июня 2022 № 6

Томск-2022

Фонд оценочных средств соответствует ОС НИ ТГУ по направлению подготовки 05.03.06 Экология и природопользование, учебному плану направления подготовки 05.03.06 Экология и природопользование, направленности (профиля) «Природопользование» и рабочей программе по данной дисциплине.

Полный фонд оценочных средств по дисциплине хранится на кафедре природопользования // опубликован в ЭИОС НИ ТГУ – электронном университете Moodle: <https://moodle.tsu.ru/course/view.php?id=00000> первый семестр.

Разработчик ФОС:

Коротченко Н.М. – к.х.н., доцент кафедры неорганической химии ХФ ТГУ

Экспертиза фонда оценочных средств проведена учебно-методической комиссией факультета, протокол № 6 от 24.06.2022 г.

Фонд оценочных средств рассмотрен и утвержден на заседании кафедры природопользования, протокол № 69 от 13 мая 2022 г.

Руководитель ОПОП

«Экология и природопользование» \_\_\_\_\_ Р.В. Кнауб

Заведующий кафедрой природопользования \_\_\_\_\_ Р.В. Кнауб

## Формируемые компетенции

Целью освоения дисциплины является формирование следующих компетенций:

ОПК-1 – способность применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественно-научного и математического циклов при решении стандартных профессиональных задач

Таблица 1 – Уровни освоения компетенций и критерии их оценивания

Компетенция	Результаты освоения дисциплины	Уровни освоения	Критерии оценивания результатов освоения дисциплины	Шкала оценки тестовых заданий
ОПК -1	ИОПК 1.2. Выявляет общие закономерности развития окружающей среды, современные экологические проблемы и проблемы рационального природопользования	Повышенный	Свободно выявляет общие закономерности развития окружающей среды, современные экологические проблемы и проблемы рационального природопользования	85-100%
		Достаточный	Достаточно свободно выявляет общие закономерности развития окружающей среды, современные экологические проблемы и проблемы рационального природопользования	70-84 %
		Пороговый	Может выявлять общие закономерности развития окружающей среды, современные экологические проблемы и проблемы рационального природопользования	55-69 %
		Допороговый	Не может выявлять общие закономерности развития окружающей среды, современные экологические проблемы и проблемы рационального природопользования	Менее 55 %

## 2. Этапы формирования компетенций и виды оценочных средств

№	Этапы формирования компетенций (разделы дисциплины/модуля/практики)	Код и наименование результатов обучения	Вид оценочного средства (тесты, задания, кейсы, вопросы и др.)
1.	Основные понятия и законы химии, стехиометрические расчеты, решение задач	ИОПК 1.2.	индивидуальное задание, вопросы, задачи
2.	Строение атома, электронные конфигурации атомов и ионов	ИОПК 1.2.	задания, вопросы
3.	Периодический закон, периодическая система химических элементов	ИОПК 1.2.	задания, вопросы
4.	Химическая связь, строение вещества	ИОПК 1.2.	задания, вопросы
5.	Закономерности химических реакций, термохимия и термодинамика	ИОПК 1.2.	индивидуальное задание, вопросы, задачи

6.	Химическая кинетика, скорость и механизмы химических реакций	ИОПК 1.2.	индивидуальное задание, вопросы, задачи, тесты
7.	Химическое равновесие, принцип Ле Шателье	ИОПК 1.2.	индивидуальное задание, вопросы, задачи, тесты
8.	Растворы неэлектролитов и электролитов. Теория электролитической диссоциации	ИОПК 1.2.	задания, вопросы, задачи
9.	Классификация химических элементов и их соединений	ИОПК 1.2.	задания, вопросы
10.	Обзор химии элементов-неметаллов и их соединений	ИОПК 1.2.	индивидуальное задание, вопросы, задачи
11.	Обзор химии элементов-металлов и их соединений	ИОПК 1.2.	индивидуальное задание, вопросы, задачи

### 3. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки образовательных результатов обучения

**3.1.** Типовые задания для проведения текущего контроля успеваемости по дисциплине «Химия».

**3.1.1. Пример билета контрольной работы 1 (потоковой)** для промежуточной оценки знаний по теме «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов. Химическая связь»

- Для атома W (в основном состоянии) и иона  $S^{2-}$ 
  - укажите распределение электронов по энергетическим уровням (2, 8 и т.д.);
  - запишите полную и сокращенную электронные формулы;
  - изобразите энергетическую последовательность уровней, подуровней, атомных орбиталей в виде энергетической диаграммы;
  - выделите валентные электроны; укажите из них число спаренных и неспаренных;
  - для всех валентных электронов запишите набор квантовых чисел;
  - укажите принадлежность элемента к периоду, группе, подгруппе, электронному семейству (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-).
- Изобразите форму *s*-, *p*-, *d*- атомных орбиталей. Какое квантовое число характеризует форму электронного облака и какие значения оно принимает для указанных орбиталей?
- Укажите закономерности в изменении относительной электроотрицательности атомов элементов а) в периоде; б) в группе?
- Укажите принцип разделения химических элементов на семейства. Приведите примеры элементов различных семейств.
- Покажите образование связей в молекуле  $NH_3$  с позиций метода ВС:
  - покажите структурную формулу молекулы;
  - укажите тип гибридизации атомных орбиталей (АО) ц. а.;
  - изобразите перекрывание (с учетом гибридизации) АО при образовании молекулы;
  - укажите кратность, вид связи ( $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$ ), ее полярность;
  - укажите пространственную конфигурацию (геометрию) молекулы;
  - укажите величину валентного угла между связями;
  - охарактеризуйте полярность молекулы, обоснуйте свой вывод.
- Постройте приближительную *E*-диаграмму уровней молекулярных орбиталей (МО) для молекулы  $F_2$ . Определите кратность связи, обсудите устойчивость молекулы, ее магнитные свойства.
- Какая связь называется ионной? Укажите, какими свойствами обладают соединения с данным типом химической связи. Приведите примеры.

Структура билета контрольной работы 1 (поточковой) и соответствие баллов:

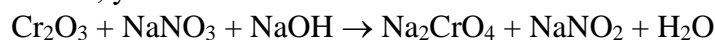
Вопрос	Содержание вопроса, тема	Баллы
1	Практическое задание по строению атома; электронные конфигурации атомов и ионов	14
2	Теоретический вопрос по строению атома, принципам построения электронных конфигураций атомов и ионов	4
3	Теоретический вопрос о периодическом изменении свойств атомов элементов, их соединений	5
4	Теоретический вопрос по периодическому закону и структуре периодической системы химических элементов	5
5	Практическое задание: рассмотрение ковалентной связи в методе валентных связей (ВС); представления о гибридизации АО, пространственная форма газообразных ковалентных многоатомных молекул их полярность	10
6	Практическое задание: рассмотрение ковалентной связи в методе молекулярных орбиталей (ММО), энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, устойчивость частиц, их магнитные свойства	7
7	Теоретический вопрос: типы химической связи (ионная, металлическая, водородная, межмолекулярные); их свойства	5
Максимальный балл		50

Шкала перевода баллов в оценку текущей успеваемости

Баллы	Оценка
41–50	5
31–40	4
21–30	3
менее 20	2

### 3.1.2. Пример билета контрольной работы 2 для промежуточной оценки знаний по теме «Растворы неэлектролитов и электролитов» (30 баллов)

1. Определите массу (г) растворенного вещества, содержащегося в 300 мл 4 моль/л раствора азотной кислоты. Рассчитайте молярность и массовую долю  $\text{HNO}_3$  в этом растворе ( $\rho = 1,130 \text{ г/см}^3$ ).
2. Вычислите, на сколько градусов повысится температура кипения раствора, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .  $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,512$ .
3. Объясните, в какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах сульфита калия и нитрата натрия. Запишите уравнение возможной реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде.
4. Определите pH 0,01 М раствора гидроксида кальция, если степень диссоциации основания равна 1.
5. Составьте молекулярные и ионные (полные и краткие) уравнения реакций, протекающих в растворе между веществами, формулы которых: а)  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ . В каждом случае укажите визуальный признак реакции.
6. Найдите стехиометрические коэффициенты в уравнении ОВР, используя метод электронно-ионного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



Критерии оценивания работы:

За полный правильный ответ на каждый из вопросов 1-6 – 5 баллов

Ответ на каждый из вопросов 1-6 неполный или допущены ошибки в расчетах, в составлении уравнений реакций – 1-4 балла

Ответа нет или ответ на каждый из вопросов 1-6 неверный – 0 баллов

Шкала перевода полученных баллов в оценку текущей успеваемости:

25-30 баллов – «5»;

19-24 баллов – «4»;

14–18 баллов – «3»;

менее 14 баллов – «2».

### **3.2. Типовые задания для проведения промежуточной аттестации (зачета) по дисциплине «Химия»**

#### **Теоретические разделы по дисциплине «Химия»**

1. Основные понятия и стехиометрические законы химии. Количественные расчеты в химии. Методы решения задач (молярный, метод пропорций, табличный, др.). Понятие о химическом элементе.
2. Современная квантово-механическая модель строения атома. Состояние электрона в атоме. Волновое уравнение Шредингера и квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное, спиновое. Энергетические уровни и подуровни.
3. Принципы заполнения электронных орбиталей: минимум энергии, принцип Паули, правило Хунда. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Емкость электронных уровней и подуровней.
4. Электронные конфигурации многоэлектронных атомов и ионов. Классификация химических элементов на основе электронных структур атомов элементов.
5. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периодичность повторяемости электронных структур атомов. Структура периодической системы Д.И. Менделеева. Ее коротко-, длинно- и полудлиннопериодный варианты.
6. Периодический характер изменения свойств химических элементов (радиус атома и иона, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность) и их соединений (кислотно-основных, окислительно-восстановительных) в зависимости от атомного номера и электронного строения атомов элементов и их положения в периодической системе.
7. Химическая связь и химическое строение вещества. Условия образования химической связи и химического соединения. Основные характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, полярность, валентные углы.
8. Описание ковалентной химической связи по методу валентных связей. Типы ковалентной связи:  $\sigma$ -,  $\pi$ -,  $\delta$ -связи. Соединения с кратными связями. Механизмы образования ковалентной связи: обменный, донорно-акцепторный. Понятие о гибридных атомных орбиталях. Геометрия (пространственная конфигурация) газообразных ковалентных молекул. Полярные молекулы.
9. Общие принципы описания химической связи по методу молекулярных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие, несвязывающие молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных двухатомных молекул на примерах соединений элементов I и II периода. Устойчивость молекул. Кратность (порядок) связи. Изоэлектронные молекулы.
10. Природа водородной связи. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Химическая связь в металлах. Металлическое состояние вещества и его особенности. Элементы зонной теории. Понятие о зоне проводимости в кристалле. Проводники, полупроводники, изоляторы.
11. Закономерности протекания химических процессов. Понятие о внутренней энергии и энтальпии. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химической реакции. Термохимия, основной закон – закон Гесса, следствия из закона Гесса. Понятие об энтропии. Самопроизвольное протекание химических процессов. Понятие об энергии Гиббса (изобарно-изотермическом потенциале). Характер изменения энергии Гиббса, как кри-

- терий возможности протекания химических процессов при стандартных условиях. Влияние энтропийного и энтальпийного факторов на направление химического процесса.
12. Скорость химической реакции. Основной закон химической кинетики – закон действующих масс. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: природа, концентрация реагентов, температура, давление, наличие катализатора, облучение и др. Порядок и молекулярность реакции. Понятие об энергии активации.
  13. Химическое равновесие. Константа равновесия. Условия смещения химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Гомогенное и гетерогенное равновесие. Понятие о компоненте, фазе. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния воды.
  14. Растворы, их типы и свойства. Истинные растворы. Растворы как динамические равновесные системы. Энергетические эффекты процессов растворения. Зависимость процесса растворения от природы и свойств растворителя и растворенного вещества. Понятие об идеальном растворе.
  15. Общие физико-химические свойства растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Осмотическое давление. Осмос в природе.
  16. Растворы электролитов. Изотонический коэффициент. Современные представления о природе кислот и оснований. Ионизация (диссоциация) кислот, оснований и солей. Константа ионизации. Ионное произведение воды. Гидролиз. Константа гидролиза. Водородный показатель кислотности раствора (рН). Гетерогенное равновесие "осадок–насыщенный раствор". Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков. Окислительно-восстановительные реакции в водной среде.
  17. Обзор химии элементов и их важнейших соединений. Принципы классификации химических элементов на основе их положения в периодической системе Д.И. Менделеева (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы). Геохимическая классификация элементов. Общие закономерности изменения химических свойств простых веществ и химических соединений. Распространение химических элементов в природе, связь со строением атомов элементов и местом в периодической системе. Миграция и концентрация элементов в земной коре. Редкие и рассеянные элементы.
  18. Общая характеристика и обзор химии неметаллов и их важнейших соединений. Положение неметаллов в периодической системе Д.И. Менделеева. Химические, физические свойства, природные формы простых веществ-неметаллов. Водород. Свойства водорода, обусловленных строением его атома (сходство с элементами IА и VIIА групп периодической системы). Соединения водорода, особенности их химических свойств. Условия образования гидрид-иона. Вода: строение, свойства и реакционная способность. Специфика воды как растворителя, ионизирующая способность воды. Роль воды в природе. Методы очистки воды.
  19. Общая характеристика и обзор химии металлов и их важнейших соединений. Положение металлов в периодической системе Д.И. Менделеева. Общие физические и химические свойства металлов. Сплавы металлов. Коррозия металлов.
  20. Металлы главных подгрупп. Алюминий. Строение атома. Распространенность в природе. Свойства алюминия и его соединений. Амфотерный характер оксида и гидроксида. Химия водных растворов соединений алюминия. Алюминаты. Алюмосиликаты. Получение и применение алюминия в технике.
  21. Особенности химии металлов побочных подгрупп (*d*-элементов). Химия элементов триады железа. Процессы выветривания горных пород.
  22. Проблемы химической экологии и охраны окружающей среды на современном этапе развития общества и химического производства.

**Пример билета к зачету для промежуточной оценки знаний по курсу «Химия»**

**Часть 1. Тест** (максимум 10 баллов; в заданиях №№ 2, 3, 5–9 выберите один правильный от-

**Часть 2. Практические задания** (максимум 15 баллов; за каждое верно выполненное за-

вет, за каждый верный ответ – 1 балл; в заданиях №№ 1, 4, 10 два правильных ответа, за каждый верный ответ – 0,5 баллов).

1. Конфигурация валентных электронов в основном состоянии и электронное семейство для атома As:

- а) [Ar];  $3d^{10}4s^24p^3$ ,      б) [Kr]  $4d^{10}5s^25p^3$ ,  
г) [Kr]  $5s^25p^3$ ,      д) р-семейство;

2. Энергия ионизации атома уменьшается в ряду элементов:

- а) P–S–C–Ar;      в) In–Ga–Al–B;  
б) N–P–Si–Ge;      г) In–As–S–F.

3. Кратность связи в молекуле  $N_2$  составляет (ответ подтвердите построением диаграммы молекулярных орбиталей):

- а) 0;    б) 1;    в) 2;    г) 3.

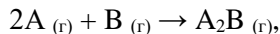
4. Пространственная конфигурация молекулярного иона  $H_3O^+$  и величина валентного угла связей в нем:

- а) тригональная пирамида;      г)  $180^\circ$ ;  
б) угловая;      д)  $108^\circ 29'$ ;  
в) тетраэдр;      е)  $107^\circ 30'$ .

5. Среди ряда галогенидов наибольшую температуру плавления имеет:

- а)  $PCl_3$ ;    б)  $AlCl_3$ ;    в) NaCl;    г)  $MgCl_2$ .

6. При одновременном увеличении концентрации вещества А в 2 раза и уменьшении концентрации вещества В в 2 раза скорость химической реакции



- а) увеличится в 2 раза;    б) увеличится в 4 раза;  
в) не изменится;      г) уменьшится в 2 раза

7. В системе  $NOCl_2(г) + NO(г) \rightleftharpoons 2NOCl(г)$  при некоторой температуре равновесные концентрации веществ составляют:  $[NOCl_2] = 0,05$  моль/л;  $[NO] = 0,55$  моль/л;  $[NOCl] = 0,08$  моль/л. Константа равновесия реакции при данной температуре равна:

- а) 2,909;    б) 0,344;    в) 0,233;    г) 4,297.

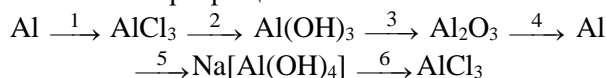
8. При электролизе раствора сульфата цинка с инертными электродами на аноде выделяется:

- а) цинк;    б) кислород;    в) водород;    г) сера.

9. Октаэдрическое строение и  $sp^3d^2$  гибридизация АО ц. а. соответствуют комплексной частице:

- а)  $[Fe(C_2O_4)_3]^{3-}$ ;    б)  $[Hg(NH_3)_4]^{2+}$ ;  
в)  $[SbF_4]^-$ ;      г)  $[Zn(H_2O)_4]^{2+}$ .

10. В схеме превращений:

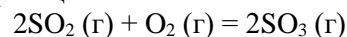


применение раствора щелочи требуется на стадиях:

- а) 1;    б) 2;    в) 3;    г) 4;    д) 5;    е) 6;

дание – 3 балла).

11. Для реакции



определите стандартную энергию Гиббса

$\Delta G_{p-цми, 298}^o$ , если  $\Delta S_{p-цми, 298}^o = -187$  Дж/К;

$\Delta H_{p-цми, 298}^o = -198$  кДж.

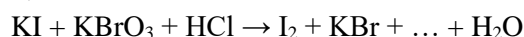
12. Рассчитайте молярную концентрацию и моляльность серной кислоты в растворе, содержащем 4 % (мас.) растворенного вещества (плотность раствора  $1,025$  г/см<sup>3</sup>).

13. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде для солей:

а) сульфит калия; б) нитрат алюминия.

В какой цвет и почему будет окрашен лакмус в водных растворах этих солей? Дайте объяснения.

14. Допишите недостающие продукты реакции. Подберите стехиометрические коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций). Укажите окислитель и восстановитель:



15. Укажите классы соединений, к которым можно отнести следующие минералы:

- а)  $SiO_2$  – кварц; б)  $CuFeS_2$  – халькопирит;  
в)  $Cu_2(OH)_2CO_3$  – малахит.

Дайте названия этим соединениям по международной номенклатуре IUPAC.

Критерии оценивания зачетной работы:

«Зачтено» ставится, если набрано более 12 баллов (от 12 до 25 баллов);



«Не зачтено» ставится, если набрано менее 12 баллов (от 1 до 11 баллов).

#### 4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания образовательных результатов обучения

4.1. Методические материалы для оценки текущего контроля успеваемости по дисциплине «Химия».

4.1.1 Контрольные работы 1-2 позволяют оценить остаточные знания по пройденным темам дисциплины:

Контрольная работа	Темы	Максимальный балл
I	«Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь»	50
II	«Растворы неэлектролитов и электролитов»	30

4.1.2 Индивидуальные задания 1-4 позволяют оценить остаточные знания по пройденным темам дисциплины:

Индивидуальное задание	Темы	Максимальный балл
I	«Основы атомно-молекулярного учения. Основные понятия, законы, расчеты в химии»	30
II	«Закономерности химических реакций. Химическая термодинамика. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»	40
III	«Химия неметаллов и их соединений»	30
IV	«Химия металлов и их соединений»	30

4.1.3. Темы реферативных работ по дисциплине «Химия», предлагаемых студентам, пропустившим более 50 % занятий (лекционных и практических). Студент обязан представить реферат в напечатанном виде и оформленном в соответствии с правилами оформления курсовых работ и рефератов, представленными на сайте НБ ТГУ.

1. Диаграмма состояния воды. Связь законов Рауля (и следствий из закона) с диаграммой состояния воды.
2. Природные формы (минералы, руды, т.п.) железа. Связь состава природных соединений железа с положением элемента в ПСХЭ и строением его атома.
3. Природные формы (минералы, руды, т.п.) меди. Связь состава природных соединений меди с положением элемента в ПСХЭ и строением его атома.
4. Природные формы (минералы, руды, т.п.) титана. Связь состава природных соединений титана с положением элемента в ПСХЭ и строением его атома.
5. Природные формы (минералы, руды, т.п.) щелочных металлов (ЩМ). Связь состава природных соединений ЩМ с положением элементов в ПСХЭ и строением их атомов.
6. Природные формы (минералы, руды, т.п.) бериллия, магния и щелочноземельных металлов (ЩЗМ). Связь состава природных соединений ЩЗМ с положением элементов в ПСХЭ и строением их атомов.
7. Природные формы (минералы, руды, т.п.) редкоземельных элементов (РЗЭ). Связь состава природных соединений РЗЭ с положением элементов в ПСХЭ и строением их атомов.

8. Природные формы (минералы, руды, т.п.) алюминия. Связь состава природных соединений алюминия с положением элемента в ПСХЭ и строением его атома.
9. Природные формы (минералы, руды, т.п.) фосфора. Связь состава природных соединений фосфора с положением элемента в ПСХЭ и строением его атома.
10. Природные формы (минералы, руды, т.п.) кремния. Связь состава природных соединений кремния с положением элемента в ПСХЭ и строением его атома.
11. Сульфидные соединения металлов в природе. Связь состава сульфидных соединений металлов с электронным строением атомов элементов. Объяснение с позиций теории ЖМКО Пирсона.
12. Сульфидные соединения неметаллов в природе. Связь состава сульфидных соединений неметаллов с электронным строением атомов элементов. Объяснение с позиций теории ЖМКО Пирсона.
13. Оксидные формы минералов. Связь состава природных оксидов с электронным строением атомов элементов. Объяснение устойчивости природных оксидов с позиций термодинамики и теории ЖМКО Пирсона.
14. Галогенидные формы минералов. Связь состава природных галогенидов с электронным строением атомов элементов. Объяснение устойчивости природных галогенидов с позиций термодинамики и теории ЖМКО Пирсона.
15. Физико-химические принципы и способы извлечения металлов из их природных соединений (на примере натрия, алюминия, цинка, титана, железа, меди, золота).

Критерии оценивания работы:

Если оформление реферата не соответствует правилам, то реферат возвращается студенту на доработку до получения положительной оценки. Оценка «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно» определяется степенью раскрытия темы реферата и правильностью его оформления.

Процедура зачёта опирается на материалы текущего контроля.

Таблица 4 - Шкала формирования итоговой оценки

<b>Балл оценки</b>	<b>Формирование итоговой оценки</b>
<b>Зачтено</b>	Показал повышенный, достаточный и пороговый уровень освоения всех компетенций
<b>Не зачтено</b>	Показал допороговый уровень по всем компетенциям.