

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

Геолого-географический факультет

УТВЕРЖДЕНО:

Декан

П. А. Тишин

Оценочные материалы по дисциплине

Физика

по направлению подготовки

05.03.06 Экология и природопользование

Направленность (профиль) подготовки:

Природопользование

Форма обучения

Очная

Квалификация

Бакалавр

Год приема

2024

СОГЛАСОВАНО:

Руководитель ОП

Р. В. Кнауб

Председатель УМК

М. А. Каширо

Томск – 2024

1. Компетенции и индикаторы их достижения, проверяемые данными оценочными материалами

Целью освоения дисциплины является формирование следующих компетенций:

ОПК-1 Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования.

Результатами освоения дисциплины являются следующие индикаторы достижения компетенций:

ИОПК-1.1 Владеет знаниями фундаментальных разделов наук естественно-научного и математического циклов для решения задач в области экологии, охраны окружающей среды и природопользования

ИОПК 1.2 Выявляет общие закономерности развития окружающей среды, современные экологические проблемы и проблемы рационального природопользования

2. Оценочные материалы текущего контроля и критерии оценивания

Элементы текущего контроля:

– контрольная работа;

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

Пример билета контрольной работы 1 (потоковой) для промежуточной оценки знаний по теме «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов. Химическая связь» (ОПК-1, ИОПК-1.1, ИОПК 1.2)

1. 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*-).
2. Изобразите форму *s*-, *p*-, *d*- атомных орбиталей. Какое квантовое число характеризует форму электронного облака и какие значения оно принимает для указанных орбиталей?
3. Укажите закономерности в изменении относительной электроотрицательности атомов элементов а) в периоде; б) в группе?
4. Укажите принцип разделения химических элементов на семейства. Приведите примеры элементов различных семейств.
5. 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 (σ , π , δ), ее полярность;
 - укажите пространственную конфигурацию (геометрию) молекулы;
 - укажите величину валентного угла между связями;
 - охарактеризуйте полярность молекулы, обоснуйте свой вывод.
6. Постройте приближительную E -диаграмму уровней молекулярных орбиталей (МО) для молекулы F_2 . Определите кратность связи, обсудите устойчивость молекулы, ее магнитные свойства.
7. 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

Пример билета контрольной работы 2 для промежуточной оценки знаний по теме «Растворы неэлектролитов и электролитов» (30 баллов) (ОПК-1, ИОПК-1.1, ИОПК 1.2)

1. Определите массу (г) растворенного вещества, содержащегося в 300 мл 4 моль/л раствора азотной кислоты. Рассчитайте молярность и массовую долю 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 $C_6H_{12}O_6$. $E(H_2O) = 0,512$.
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 HNO_3 ; б) K_2CO_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:
$$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

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. Оценочные материалы итогового контроля (промежуточной аттестации) и критерии оценивания

Типовые задания для проведения промежуточной аттестации (зачета) по дисциплине «Химия» (ОПК-1, ИОПК-1.1, ИОПК 1.2)

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: σ -, π -, δ -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. Изoeлектронные 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 критерий 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 (pH). 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, обусловленные строением его атома (сходство с элементами IA и VIIA 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. Аллюминаты. Аллюмосиликаты. 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.

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.

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

<p>Часть 1. Тест (максимум 10 баллов; в заданиях №№ 2, 3, 5–9 выберите один правильный ответ, за каждый верный ответ – 1 балл; в заданиях №№ 1, 4, 10 два правильных ответа, за каждый верный ответ – 0,5 баллов).</p> <p>1. Конфигурация валентных электронов в основном состоянии и электронное семейство для атома As:</p> <p>а) [Ar]; 3d¹⁰4s²4p³, б) [Kr] 4d¹⁰5s²5p³, г) [Kr] 5s²5p³, д) p-семейство;</p>	<p>Часть 2. Практические задания (максимум 15 баллов; за каждое верно выполненное задание – 3 балла).</p> <p>11. Для реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ определите стандартную энергию Гиббса $\Delta G_{p-\text{цмш}, 298}^{\circ}$, если $\Delta S_{p-\text{цмш}, 298}^{\circ} = -187 \text{ Дж/К}$; $\Delta H_{p-\text{цмш}, 298}^{\circ} = -198 \text{ кДж}$.</p> <p>12. Рассчитайте молярную концентрацию и моляльность серной кислоты в</p>
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

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 N₂ составляет (ответ подтвердите построением диаграммы молекулярных орбиталей):

- а) 0; б) 1; в) 2; г) 3.

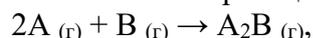
4. Пространственная конфигурация молекулярного иона H₃O⁺ и величина валентного угла связей в нем:

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

5. Среди ряда галогенидов наибольшую температуру плавления имеет:

- а) PCl₃; б) AlCl₃; в) NaCl; г) MgCl₂.

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 NOCl₂(г) + NO(г) ⇌ 2NOCl(г) при некоторой температуре равновесные концентрации веществ составляют: [NOCl₂] = 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.

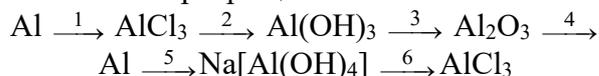
8. При электролизе раствора сульфата цинка с инертными электродами на аноде выделяется:

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

9. Октаэдрическое строение и sp³d² гибридизация АО ц. а. соответствуют комплексной частице:

- а) [Fe(C₂O₄)₃]³⁻; б) [Hg(NH₃)₄]²⁺;
в) [SbF₄]⁻; г) [Zn(H₂O)₄]²⁺.

10. В схеме превращений:



применение раствора щелочи требуется на стадиях:

- а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5; е) 6;

растворе, содержащем 4 % (мас.) растворенного вещества (плотность раствора 1,025 г/см³).

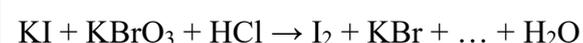
13. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде для солей:

- 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) SiO₂ – кварц; б) CuFeS₂ – халькопирит;
в) Cu₂(OH)₂CO₃ – 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. Оценочные материалы для проверки остаточных знаний (сформированности компетенций)

Задача (ОПК-1, ИОПК-1.1, ИОПК 1.2)

При состоянии равновесия в системе: $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$; $\Delta H^\circ = -92,4$ кДж, концентрации участвующих веществ равны: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Определить: а) исходные концентрации H_2 и N_2 б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры? в) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объем реакционного сосуда?

Ключи: а) $[\text{N}_2]_0 = 5$ моль/л, $[\text{H}_2]_0 = 6 + 3 = 9$ моль/л; б) влево; в) вправо.

Тест

1. К простым веществам относится

- а) серная кислота
- б) спирт
- в) оксид калия
- г) кислород

2. Кислотными свойствами обладает оксид элемента, который в периодической системе находится

- а) в 3-м периоде, IIIA группе
- б) во 2-м периоде, IVA группе
- в) в 3-м периоде, PA группе
- г) во 2-м периоде, IA группе

3. В атоме фосфора общее число электронов и число электронных слоев соответственно равны

- а) 31,3
- б) 15,5
- в) 15,3
- г) 31,5

Ключи: 1. г) 2. б) 3. в)

Информация о разработчиках

Коротченко Наталья Михайловна, кандидат химических наук, доцент, кафедры неорганической химии НИ ТГУ, доцент.