

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»**

ПРОГРАММА

вступительного испытания по дисциплине:
«Общая и неорганическая химия»
для поступающих на базе профессионального образования

Черкесск – 2025

1. Цель вступительного испытания

Целью вступительного испытания по дисциплине «Общая и неорганическая химия» является оценка уровня освоения лицами, поступающими на первый курс для обучения по программам бакалавриата и (или) программам специалитета, дисциплины Общая и неорганическая химия в объеме программы среднего профессионального образования (среднего образования).

2. Форма и продолжительность проведения вступительного испытания

Вступительное испытание по дисциплине «Общая и неорганическая химия» проводится в форме: компьютерного тестирования (в том числе письменный экзамен).

Продолжительность вступительного испытания в форме компьютерного тестирования для основного потока составляет 2 часа (120 минут) без перерыва.

При проведении вступительных испытаний для поступающих лиц с ограниченными возможностями здоровья – 3,5 часа (210 минут).

3. Критерии оценивания

При приеме на обучение по программам высшего образования результаты каждого вступительного испытания, в том числе дополнительного вступительного испытания творческой и (или) профессиональной направленности, оцениваются по 100-балльной шкале.

Итоговая оценка за работу по вступительному испытанию в целом определяется путём суммирования баллов за тестовые задания.

4. Перечень принадлежностей

Экзаменуемый должен иметь при себе ручку, документ, удостоверяющий личность поступающего.

Экзаменуемый имеет право иметь при себе средства гигиены (влажные салфетки), бутылку с водой или соком, шоколад и лекарства в случае необходимости их применения в течение срока проведения вступительного испытания.

Экзаменуемый имеет право использовать простой непрограммируемый калькулятор с арифметическими действиями (химия, общая неорганическая химия). Телефон и другими средствами мобильной связи во время экзамена пользоваться категорически запрещено.

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Часть I. Общая химия

1. Предмет и задачи химии.

Явления физические и химические. Место химии среди естественных наук.

2. Основные понятия и основные стехиометрические законы химии:

Химический элемент. Знаки химических элементов, химические формулы. Простое вещество, сложное вещество. Аллотропия.

Атомно-молекулярное учение. Атомы. Молекулы. Молекулярное и немолекулярное строение вещества. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Моль - единица количества вещества. Молярная масса. Количество вещества.

Закон сохранения массы, его значение в химии. Постоянство состава вещества. Закон Авогадро и молярный объем газов. Число Авогадро. Относительная плотность газов. Уравнение Менделеева-Клапейрона.

Валентность и степень окисления.

3. Строение атома. Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева

Строение атома, состав атомных ядер. Физический смысл порядкового номера химического элемента. Изотопы. Явление радиоактивности. Электронное строение атома. Атомная орбиталь. Распределение электронов по орбиталям. Энергетический уровень и подуровень, s-, p-, d-орбитали в атоме. Строение электронных оболочек атомов на примере элементов 1, 2, 3 и 4-го периодов периодической системы. Электронные формулы атомов и ионов. Валентные электроны. Основное и возбужденное состояния. Изотопы.

Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система элементов, как выражение периодического закона. Связь периодической системы со строением атомов. Структура периодической системы. Изменение свойств химических элементов и их соединений по группам и периодах периодической системы.

4. Химическая связь и строение молекул.

Природа и типы химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, водородная, металлическая. Агрегатные состояния веществ, вещества аморфные и кристаллические. Типы кристаллических решеток.

Ковалентная связь, механизмы образования. Гибридизация орбиталей в молекуле (sp ; sp^2 ; sp^3). Полярная и неполярная ковалентные связи.

Понятие об электроотрицательности. Валентность и степень окисления.

Ионная связь как предельный случай полярной ковалентной связи.

Металлическая связь.

Водородные связи.

5. Классы неорганических соединений

Оксиды, их классификация. Основные, амфотерные и кислотные оксиды. Химические свойства оксидов, способы получения.

Гидроксиды металлов, их классификация. Щелочи, их получение, свойства и применение. Амфотерные гидроксиды способы получения и химические свойства.

Кислоты, их классификация и номенклатура. Общие способы получения и химические свойства. Реакция нейтрализации.

Соли, их состав, классификация, номенклатура. Средние, кислые и основные соли. Способы получения, химические свойства и применение. Гидролиз солей. Кристаллогидраты.

Взаимосвязь между различными классами неорганических соединений.

6. Основные закономерности протекания химических реакций

Классификация химических реакций: реакции соединения, разложения, замещения и обмена; экзо - и эндотермические реакции, окислительно-восстановительные реакции. Закономерности протекания химических реакций.

Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения. Расчеты по термохимическим уравнениям.

Представление о скорости химических реакций. Зависимость скорости от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры. Закон действующих масс. Катализ и катализаторы.

Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия, которые влияют на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Окислительно-восстановительные процессы. Методы электронного баланса. Важнейшие окислители и восстановители.

Электролиз растворов и расплавов. Процессы, протекающие на катоде и на аноде при электролизе.

7. Растворы электролитов

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Химические свойства кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации.

Реакции ионного обмена и условия их необратимости. Кислотно-основное взаимодействие в растворах. Амфотерность. Водородный показатель (рН среды). Кислотно-основные индикаторы.

Гидролиз неорганических соединений. Среда водных факторов: кислая, нейтральная, щелочная. Ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей.

Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости от их природы, температуры и давления. Способы выражения концентрации растворов и содержания компонентов в смеси: массовая доля (процентная концентрация), молярная.

Часть II. Неорганическая химия

1. Неметаллы

1.1. Водород, его физические и химические свойства. Получение водорода в лаборатории и в технике, его применение.

1.2. Галогены, их общая характеристика. Соединения галогенов в природе, их применение. Хлор, его физические и химические свойства. Применение хлора. Хлоро-

водород, его получение, свойства. Соляная (хлороводородная) кислота и ее соли. Качественная реакция на хлорид-ион. Кислородосодержащие соединения хлора.

1.3. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы. Кислород, его физические и химические свойства. Получение кислорода в лаборатории и в промышленности. Роль кислорода в природе и применение в технике.

1.4. Вода. Электронное и пространственное строение молекулы воды. Физические и химические свойства воды.

1.5. Сера, ее физические и химические свойства. Сероводород и сульфиды. Оксиды серы. Серная кислота, ее свойства и химические основы производства контактным способом. Соли серной кислоты. Качественная реакция на сульфат-ион. Сульфаты в природе, промышленности и быту.

1.6. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы. Азот, его физические и химические свойства. Аммиак, его промышленный синтез, физические и химические свойства. Химические основы промышленного синтеза аммиака. Соли аммония. Азотная кислота. Химические особенности азотной, кислоты. Соли азотной кислоты. Азотные удобрения.

1.7. Фосфор, его аллотропные формы, физические и химические свойства. Оксид фосфора (V), фосфорная кислота и ее соли. Фосфорные удобрения.

1.8. Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы периодической системы. Углерод, его аллотропные формы. Химические свойства углерода. Оксиды углерода (II) и (IV), их химические свойства. Угольная кислота и ее соли, их свойства. Превращения карбонатов и гидрокарбонатов. Качественная реакция на карбонат-ион.

1.9. Кремний, его физические и химические свойства. Оксид кремния (IV) и кремниевая кислота. Соединения кремния в природе, их использование в технике.

2. Металлы

2.1. Металлы, их положение в периодической системе, физические и химические свойства. Металлы и сплавы в технике. Основные способы получения металлов. Электрохимические способы получения металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. Понятие о коррозии на примере ржавления железа. Значение металлов в народном хозяйстве.

2.2. Щелочные металлы, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атомов. Соединения натрия и калия в природе, их применение. Калийные удобрения.

2.3. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы периодической системы. Кальций, его соединения в природе. Жесткость воды и способы ее устранения.

2.4. Алюминий, характеристика элемента и его соединений на основе положения в периодической системе и строения атома. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Соединения алюминия в природе, его роль в технике.

2.5. Металлы побочных подгрупп (хром, железо, медь). Физические и химические свойства. Железо, его оксиды и гидроксиды, зависимость их свойств от степени окисления железа. Химические реакции, на которых основано производство чугуна и стали. Роль железа и его сплавов в технике.

2.6. Хром, марганец, свойства их соединений с различной степенью окисления.

2.7. Краткая характеристика свойств меди, цинка, серебра и их соединений.

Часть IV. Типовые расчетные задачи

- 1) Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей.
- 2) Расчеты объемных отношений газов при химических реакциях.
- 3) Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ.
- 4) Расчеты теплового эффекта реакции.
- 5) Расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси).
- 6) Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества.
- 7) Расчеты массовой или объемной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного.
- 8) Расчеты массовой доли (массы) химического соединения в смеси.
- 9) Определение формулы химического соединения по данным элементного анализа или результатам химического взаимодействия.

Основная и дополнительная литература.

1. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. - М.: Экзамен, 1998-2006.
2. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Химия для школьников старших классов и поступающих в вузы, - М.: Дрофа, 1995-2000; Мир и образование, 2004.
3. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. 2500 задач по химии для школьников и абитуриентов. - М.: Мир и образование, 2004.
4. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в вузы, любое издание.
5. Зеленина К.Н., Сергутиной В.П., Солода О.В. Сдаем экзамен по химии. Теоретический курс и задачник для самостоятельного изучения химии.- СПб: Элби, 2005.
6. Егоров А С. Репетитор по химии. - Ростов-на-Дону: Феникс. 2019.
7. Врублевский А. И. Химия. Весь школьный курс. Попурри, 2020.