


Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Курганский государственный университет»
(КГУ)

Утверждаю:
Первый проректор
Т.Р. Змызгова

« 27 » сентября 2024 г.

ПРОГРАММА ВСТУПИТЕЛЬНОГО ЭКЗАМЕНА ПО ПРИКЛАДНОЙ ХИМИИ

Для выпускников среднего профессионального образования
(СПО), поступающих на 1-й курс на основные образовательные
программы бакалавриата, специалитета по результатам
вступительных испытаний, проводимых КГУ самостоятельно

Формы обучения: очная, заочная


Курган 2024

Программа вступительного испытания предназначена для абитуриентов, поступающих на первый курс бакалавриата, специалитета успешно завершивших обучение по основной образовательной программе среднего профессионального образования по специальности: 05.00.00 Науки о Земле (уровень 2) и имеющих диплом государственного образца.

Программу составил:

председатель экзаменационной комиссии

по химии, канд. хим. наук,

доцент кафедры «Физическая и прикладная химия»  Д.Н. Камаев

Раздел I. Содержание курса

Часть I. Основы теоретической химии

Основные понятия химии. Вещество. Молекула. Атом. Химический элемент. Химическая формула. Относительная атомная и молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Химические превращения. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава.

Строение атома. Атомное ядро. Изотопы. Двойственная природа электрона. Строение электронных оболочек атомов. Квантовые числа. Атомные орбитали. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях, принцип Паули, правило Хунда.

Химическая связь. Типы химических связей: ковалентная, ионная, металлическая, водородная. Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Энергия связи. Потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Полярность связи, индуктивный эффект. Кратные связи. Модель гибридизации орбиталей. Связь электронной структуры молекул с их геометрическим строением (на примере соединений элементов 2-го периода).

Валентность и степень окисления. Структурные формулы. Изомерия. Виды изомерии, структурная и пространственная изомерия.

Классификация и номенклатура химических веществ. Индивидуальные вещества, смеси, растворы. Простые вещества, аллотропия. Металлы и неметаллы. Сложные вещества. Основные классы неорганических веществ: оксиды, основания, кислоты, соли. Комплексные соединения. Основные классы органических веществ: углеводороды, галоген-, кислород- и азотосодержащие вещества. Понятие о карбо- и гетероциклах. Полимеры и макромолекулы.

Химические реакции и их классификация.

Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические уравнения. Теплота образования химических соединений. Закон Гесса и его следствия. Скорость химической реакции. Представление о механизмах химических реакций. Элементарная стадия реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации (закон действующих масс). Константа скорости химической реакции, ее зависимость от температуры. Энергия активации. Явление катализа. Катализаторы. Примеры каталитических процессов.

Обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия, степень превращения. Смещение химического равновесия под действием температуры и давления (концентрации). Принцип Ле Шателье.

Дисперсные системы. Понятие о коллоидных системах. Растворы. Механизм образования растворов. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры и природы растворителя. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, мольная доля, молярная концентрация, объемная доля. Твердые растворы. Сплавы.

Электролиты. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей. Кислотно-основные взаимодействия в растворах. Протолитическая теория Брэнстеда и Лоури. Кислоты Льюиса. Амфотерность. Константа диссоциации. Степень диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Ионные уравнения реакций. Гидролиз солей. Произведение растворимости.

Понятие о комплексных соединениях. Строение комплексных соединений. Образование простейших комплексов в растворах.

Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Определение стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Ряд стандартных электродных потенциалов (электрохимический ряд напряжений). Электролиз растворов и расплавов. Законы электролиза Фарадея.

Часть II. Элементы и их соединения

Абитуриенты должны на основании Периодического закона давать сравнительную характеристику элементов в группах и периодах. Характеристика элементов включает: электронные конфигурации атома; возможные валентности и степени окисления элемента в соединениях; формы простых веществ и основные типы соединений, их физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения; распространенность элемента и его соединений в природе, практическое значение и области применения соединений.

Водород. Изотопы водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Вода. Пероксид водорода.

Галогены. Галогеноводороды. Галогениды. Кислородсодержащие соединения хлора.

Кислород. Оксиды и пероксиды. Озон.

Сера. Сероводород, сульфиды, полисульфиды. Оксиды серы (IV) и (VI). Сернистая и серная кислоты и их соли. Промышленное получение серной кислоты. Эфиры серной кислоты. Тиосульфат натрия.

Азот. Аммиак, получение в промышленности. Соли аммония, амиды металлов, нитриды. Оксиды азота. Азотистая и азотная кислоты и их соли. Получение азотной кислоты. Эфиры азотной кислоты.

Фосфор. Фосфин, фосфиды. Оксиды фосфора (III) и (V). Галогениды фосфора. Орто-, мета- и дифосфорная кислоты. Ортофосфаты. Эфиры фосфорной кислоты.

Углерод. Изотопы углерода. Карбиды кальция, алюминия и железа. Оксиды углерода (II) и (IV). Карбонилы переходных металлов. Угольная кислота и ее соли.

Кремний. Силан. Силицид магния. Оксид кремния (IV). Кремнивые кислоты, силикаты.

Щелочные металлы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов.

Щелочноземельные металлы, бериллий, магний: их оксиды, гидроксиды и соли. Представление о магнийорганических соединениях (реактив Гриньяра).

Алюминий. Оксид, гидроксид и соли алюминия. Комплексные соединения алюминия. Представления об алюмосиликатах.

Медь. Оксиды меди (I) и (II). Гидрооксид меди (II). Соли меди. Комплексные соединения меди.

Цинк. Оксид и гидроксид. Амфотерность.

Хром. Оксиды хрома (II), (III) и (VI). Гидрооксиды и соли хрома (II) и (III). Хроматы и дихроматы (VI). Комплексные соединения хрома (III).

Марганец. Оксиды марганца (II) и (IV). Гидрооксид и соли марганца (II). Манганат и перманганат калия.

Железо, кобальт, никель. Оксиды железа (II), (II)-(III) и (III). Гидрооксиды и соли железа (II) и (III). Ферраты. Комплексные соединения железа.

Раздел II. Структура КИМ вступительного испытания

Экзаменационная работа включает в себя 20 заданий. Форма заданий - задания с кратким ответом, в их числе 15 заданий базового уровня сложности и 5 заданий повышенного уровня сложности. Ответы к заданиям записываются в виде одной буквы, которая соответствует правильному ответу, правильный ответ оценивается в 5 баллов.

При выполнении работы возможно использование Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, таблицы растворимости солей, кислот и оснований в воде, электрохимического ряда напряжений металлов. Для вычислений можно использовать непрограммируемый калькулятор.

Раздел III. Продолжительность вступительного испытания.

На выполнение экзаменационной работы отводится 2 часа (120 минут).

Раздел IV. Система оценивания отдельных заданий и экзаменационной работы в целом

На вступительном испытании устанавливается 100-балльная шкала оценок. Выставленная оценка не может быть дробным числом. Минимальное количество баллов на экзамене, подтверждающее успешное прохождение вступительного испытания, составляет 39 баллов.

В каждом задании правильный ответ оценивается в 5 баллов.

Устанавливается следующий порядок проверки экзаменационных работ и их оценивание:

- проверка и оценивания экзаменационных работ осуществляется автоматически, на основании данных ИС «KESS-Abiturient».

- общее руководство и координацию деятельности предметной комиссии осуществляет её председатель.

Утверждение окончательных баллов экзаменационной работы производится председателем предметной экзаменационной комиссии и фиксируется в экзаменационном листе и экзаменационной ведомости, которые затем передаются в приёмную комиссию. Результаты экзамена размещаются на официальном сайте и на информационном стенде Приёмной комиссии на следующий день с момента проведения вступительного испытания.

Раздел V. Примерный вариант работы на вступительном испытании

1. Какая концентрированная кислота не является окислителем?

- А) H_2SO_4
- Б) HNO_3
- В) H_3PO_4
- Г) H_2SeO_4

2. Амфотерными свойствами обладает...

- А) $\text{Be}(\text{OH})_2$
- Б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- В) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- Г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

3. Какая молекула наименее реакционноспособная?

- А) N_2
- Б) O_2
- В) F_2
- Г) Cl_2

4. Какое основание наиболее сильное

- А) AsH_3

Б) SbH_3

В) NH_3

Г) PH_3

5. Какой металл вытеснит медь из раствора сульфата меди

А) Hg

Б) Na

В) Zn

Г) Ba

6. Алюминий реагирует с холодной концентрированной кислотой:

А) Соляной

Б) Серной

В) Азотной

Г) Кремниевой

7. Какой оксид не образует кислоту?

А) N_2O_3

Б) NO_2

В) N_2O_5

Г) NO

8. Какое простое вещество является аллотропной модификацией кислорода?

А) Азот

Б) Фуллерен

В) Озон

Г) Неон

9. Какую реакцию можно использовать для лабораторного получения SO_2 ?

А) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$

Б) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$

В) $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$

Г) $\text{Au} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$

10. Какие из перечисленных веществ растворяются в растворе щелочи с выделением водорода?

А) Медь

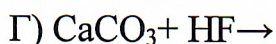
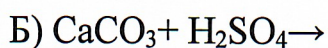
Б) Алюминий

В) Углерод

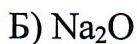
Г) Сера

11. С помощью какой реакции получают углекислый газ в лаборатории?

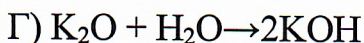
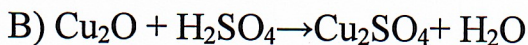
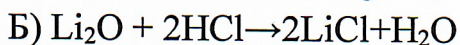
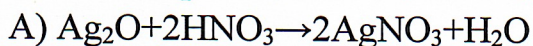
А) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$



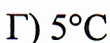
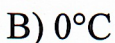
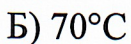
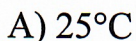
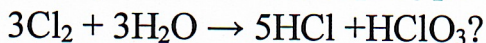
12. С каким оксидом взаимодействует гидроксид калия при комнатной температуре?



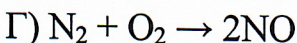
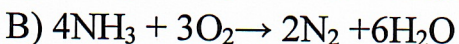
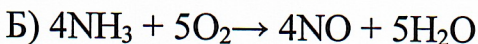
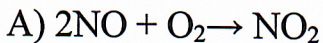
13. Какая реакция невозможна?



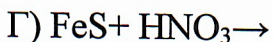
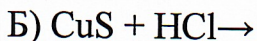
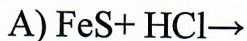
14. При какой температуре осуществима реакция



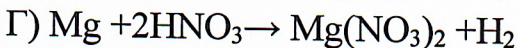
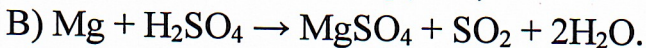
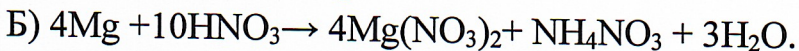
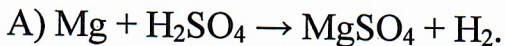
15. Укажите реакцию, протекающую при участии катализатора:



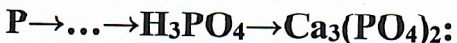
16. С помощью какой реакции можно получить сероводород в лаборатории?



17. В каком случае применялась концентрированная кислота?



18. Какое превращение пропущено в цепочке превращений:



А) P_2O_5

Б) P_2O_3

В) PH_3

Г) PCl_3

19. При разложении какой соли можно получить кислород

А) NH_4NO_3

Б) KNO_3

В) NH_4NO_2

Г) $KReO_4$

20. В какой среде перманганат калия сильнейший окислитель?

А) Кислой

Б) Нейтральной

В) Щелочной

Г) В расплаве

Ответы

Вопрос	Ответ
1	В
2	А
3	А
4	В
5	В
6	А
7	Г
8	В
9	Б
10	Б
11	А
12	В
13	В
14	Б
15	Б
16	А
17	В
18	А
19	Б
20	А