

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Омский государственный университет им. Ф.М. Достоевского»

«Утверждаю»

Проректор по учебной работе,

_____ Т. Б. Смирнова

« ____ » октября 2020 г.

**Программа
вступительного испытания по «Химии»**

Омск, 2020

Программа вступительного испытания по «Химии» разработана профессором кафедры неорганической химии, д.геол.-мин.н. О.А. Головановой, доцентом кафедры аналитической химии к.х.н. Т.А. Калининой.

Декан химического факультета _____ Е.А. Булучевский

Процедура проведения вступительного испытания

1. Вступительное испытание проводится в виде теста (с закрытыми ответами).

2. Каждому абитуриенту будет предложено 25 вопросов.

В каждом вопросе предполагается один правильный ответ.

Перевод количества правильных ответов в столбальную шкалу:

Правильные ответы	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Баллы	8	16	24	32	40	43	46	49	52	55	58	61	64
Правильные ответы	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	
Баллы	67	70	73	76	79	82	85	88	91	94	97	100	

3. Максимальная оценка составляет 100 баллов.

4. Время на проведения вступительного испытания – 90 минут.

5. Запрещается использовать средства связи и электронно-вычислительную технику (кроме той, которая используется для сдачи вступительного испытания на основе дистанционных технологий, и непрограммируемого калькулятора). Можно пользоваться следующими таблицами (в печатном виде): «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Растворимость оснований, кислот и солей в воде», «Ряд стандартных электродных потенциалов».

Программа вступительного испытания

Раздел 1. Теоретические основы химии

1. Предмет и задачи химии. Явления физические и химические. Место химии среди естественных наук. Химия и экология.
2. Основы атомно-молекулярного учения. Понятия атома, элемента, вещества. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Закон сохранения массы вещества, постоянства состава.
3. Моль – единица количества вещества. Молярный объем газов. Закон Авогадро. Относительная плотность газов.
4. Химические элементы. Знаки химических элементов и химические формулы. Простое вещество, сложное вещество. Аллотропия. Валентность и степень окисления. Составление химических формул по валентности элементов.

5. Строение атома. Атомное ядро. Строение электронных оболочек атомов. Атомные орбитали. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях.
6. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Современная формулировка периодического закона. Строение периодической системы: большие и малые периоды, группы и подгруппы. Зависимость свойств элементов и образуемых ими соединений от положения в периодической системе. Электроотрицательность элементов.
7. Виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная. Механизмы образования и примеры соединений. Модель гибридизации орбиталей. Связь электронной структуры молекул с их геометрическим строением (на примере соединений элементов второго периода).
8. Химическая реакция. Классификация химических реакций: реакции соединения, разложения, замещения, обмена.
9. Тепловые эффекты химических реакций. Реакции экзо- и эндотермические. Термохимические уравнения.
10. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры. Константа скорости химической реакции. Энергия активации. Катализ и катализаторы.
11. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения, принцип Ле Шателье. Константа равновесия.
12. Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от их природы, температуры и давления. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация).
13. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионные уравнения реакций. Свойства кислот, солей и оснований в свете теории электролитической диссоциации Аррениуса. Гидролиз солей.
14. Окислительно-восстановительные реакции. Определение стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Ряд стандартных электродных потенциалов. Электролиз водных растворов и расплавов солей. Процессы, протекающие у катода и анода.

Раздел 2. Неорганическая химия

1. Основные классы неорганических веществ, их названия (номенклатура), генетическая связь между ними.
2. Оксиды; типы оксидов. Способы получения и свойства оксидов.
3. Основания, способы получения, свойства. Щелочи, их получение, свойства, применение.
4. Кислоты, их классификация, общие свойства, способы получения.
5. Соли, их состав, химические свойства, способы получения.
6. Металлы, их положение в периодической системе. Физические и химические свойства. Основные способы получения. Металлы и сплавы в технике.
7. Общая характеристика щелочных металлов. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов. Калийные удобрения.
8. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы периодической системы химических элементов. Кальций и его соединения. Жесткость воды и способы ее устранения.
9. Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы периодической системы химических элементов. Алюминий. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия.
10. Железо, его оксиды и гидроксиды, зависимость их свойств от степени окисления железа. Химические реакции, лежащие в основе получения чугуна и стали. Роль железа и его сплавов в технике.
11. Водород, его взаимодействие с металлами, неметаллами, оксидами, органическими соединениями. Получение водорода в лаборатории и промышленности. Применение.

12. Кислород, его аллотропные модификации. Свойства озона. Оксиды и пероксиды.
13. Вода, строение воды. Физические, химические свойства. Пероксид водорода. Кристаллогидраты.
14. Общая характеристика галогенов. Галогеноводороды. Галогениды. Кислородсодержащие соединения хлора.
15. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы химических элементов. Сера. Сероводород. Сульфиды. Оксиды серы (IV) и (VI), получение, свойства. Серная кислота, ее свойства; соли серной кислоты. Производство серной кислоты.
16. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группа периодической системы. Азот. Нитриды. Оксиды азота. Азотная и азотистая кислота и их соли. Аммиак, его промышленный синтез. Соли аммония. Азотные удобрения.
17. Фосфор, его аллотропные модификации. Оксид фосфора (V). Фосфорная кислота и ее соли. Фосфорные удобрения.
18. Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы периодической системы химических элементов. Углерод, его аллотропные модификации. Оксиды углерода (II) и (IV). Угольная кислота и ее соли. Карбиды кальция и алюминия.
19. Кремний. Оксид кремния. Кремниевая кислота, ее свойства и получение. Силикаты. Применение силикатов в строительстве.

Раздел 3. Органическая химия

1. Теория химического строения органических соединений А.М.Бутлерова. Зависимость свойств веществ от их строения. Виды изомерии. Природа химических связей в молекулах органических соединений, радикальный и ионный разрыв связи. Понятие о свободных радикалах.
2. Предельные углеводороды (алканы и циклоалканы), их электронное и пространственное строение (sp^3 -гибридизация). Номенклатура, изомерия. Химические свойства.
3. Этиленовые углеводороды (алкены), их электронное и пространственное строение (sp^2 -гибридизация, σ - и π -связи). Номенклатура, изомерия. Химические свойства. Правило Марковникова. Сопряженные диеновые углеводороды, особенности их химических свойств. Природный и синтетический каучук.
4. Ацетиленовые углеводороды (алкины), их электронное и пространственное строение (sp -гибридизация, σ - и π -связи). Номенклатура. Химические свойства. Кислотные свойства алкинов. Реакция Кучерова.
5. Ароматические углеводороды (арены). Бензол, электронное и пространственное строение (sp^2 -гибридизация). Химические свойства. Гомологи бензола. Понятие о взаимном влиянии атомов на примере толуола (реакции ароматической системы и углеводородного радикала).
6. Природные источники углеводородов: нефть, природный и попутный нефтяные газы, уголь. Перегонка нефти. Крекинг. Продукты, получаемые из нефти, их применение.
7. Спирты. Первичные, вторичные и третичные спирты. Номенклатура, строение, химические свойства одноатомных спиртов. Промышленный синтез этанола. Многоатомные спирты, (этиленгликоль, глицерин), особые свойства
8. Фенол, его строение, взаимное влияние атомов в молекуле. Химические свойства фенола, сравнение со свойствами алифатических спиртов.
9. Альдегиды. Номенклатура, строение, физические и химические свойства. Особенности карбонильной группы. Муравьиный и уксусный альдегиды, получение, применение. Понятие о кетонах.
10. Карбоновые кислоты. Номенклатура, строение, физические и химические свойства. Взаимное влияние карбоксильной группы и углеводородного радикала. Предельные, непредельные и ароматические кислоты. Важнейшие представители карбоновых кислот: муравьиная (ее особенности), уксусная, стеариновая, пальмитиновая, олеиновая акриловая, бензойная).

11. Сложные эфиры. Строение, химические свойства. Реакция этерификации. Жиры, их роль в природе, химическая переработка жиров (гидролиз, гидрирование).
12. Углеводы. Моносахариды: глюкоза, фруктоза. Их строение, физические и химические свойства, роль в природе. Циклические формы моносахаридов. Сахароза. Полисахариды: крахмал и целлюлоза. Значение углеводов в природе.
13. Амины. Алифатические и ароматические амины. Взаимное влияние атомов на примере анилина. Первичные, вторичные и третичные амины. Анилин.
14. Аминокислоты. Строение, химические свойства, изомерия. α -аминокислоты-структурные единицы белков. Пептиды. Строение и биологическая роль белков.
15. Реакции полимеризации и поликонденсации. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений (ВМС): мономер, полимер, элементарное звено, степень полимеризации (поликонденсации). Важнейшие представители ВМС.

Раздел 4. Примерный перечень типовых расчетных задач

1. Вычисление относительной молекулярной массы вещества по его формуле.
2. Вычисление массовых долей (процентного содержания) элементов в сложном веществе по его формуле.
3. Вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе, если известна масса растворенного вещества и масса раствора.
4. Вычисление массы растворителя и массы растворенного вещества по известной массовой доле растворенного вещества и массе раствора.
5. Вычисление массы определенного количества вещества.
6. Вычисление количества вещества (в молях) по массе вещества.
7. Вычисление относительной плотности газообразных веществ.
8. Вычисление объема (массы) определенного количества газообразного вещества при заданных условиях.
9. Нахождение простейшей химической формулы по массовым долям элементов.
10. Вычисление массы продукта реакции по известным массовым долям исходных веществ.
11. Вычисление массы продукта реакции по известной массе одного из вступивших в реакцию веществ.
12. Вычисление выхода продукта реакции в процентах от теоретически возможного.
13. Вычисление массы (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего определенную долю примесей.
14. Вычисление массовой доли компонентов смеси, на основе данных задачи.
15. Установление молекулярной формулы газообразного вещества по продуктам сгорания.
16. Составление химических переходов (уравнений реакций) одних веществ в другие с использованием генетической связи между классами соединений (качественные задачи).

Литература для подготовки

1. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. М.: «Новая Волна», 2002.
2. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии для поступающих в вузы. М.: «Новая Волна», 2002.
3. Габриелян О.С. Химия: учебник для 8-11 классов общеобразовательных учреждений. М.: Дрофа, 2005.
4. Химия. Контрольные измерительные материалы единого государственного экзамена в 2003-2007 г. – М.: Центр тестирования.
5. Кузьменко Н.Е. и др. Сборник конкурсных задач по химии для школьников и абитуриентов. М.: Оникс, 2001.
6. Химия: справочные материалы/ Под ред. Ю.Д.Третьякова. 1-3-е изд. М.: Просвещение, 1993.

Образец контрольно-измерительных материалов

Задание теста

1. Электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ имеет ион:

A) O^{2-}

B) Al^{3+}

C) Cl^-

D) Mn^{2+}

2. Теплота образования 1 моль жидкой воды составляет 286 кДж. При взаимодействии 4 моль водорода с кислородом выделится теплота количеством

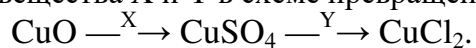
A) 572 кДж

B) 715 кДж

C) 858 кДж

D) 1144 кДж

3. Определите вещества X и Y в схеме превращений:



A) X – SO_2 , Y – Cl_2

B) X – $FeSO_4$, Y – $AgCl$

C) X – H_2SO_4 , Y – $BaCl_2$

D) X – SO_3 , Y – HCl