ПЕРВОЕ ВЫСШЕЕ ТЕХНИЧЕСКОЕ УЧЕБНОЕ ЗАВЕДЕНИЕ РОССИИ

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ПРОГРАММА ВСТУПИТЕЛЬНОГО ИСПЫТАНИЯ

по предмету

ХИМИЯ

2021

Основные положения программы

Программа вступительного испытания утверждена на заседании кафедры физической химии (протокол № 2 от «17» сентября 2021 г.)

I. Содержание, структура и форма проведения вступительного испытания

Общие сведения

Вступительное испытание по химии охватывает все разделы химии, предусмотренные образовательной программой среднего общего образования согласно Федеральному государственному образовательному стандарту среднего общего образования (приказ Минобрнауки России от 17.05.2012 № 413 в редакции от 11.12.2020 г.).

Основное внимание на экзамене по химии будет обращено на понимание сути явлений, умение пользоваться периодической системой элементов и связывать химические свойства элементов и их соединений с положением в периодической таблице. Необходимо знать современную номенклатуру, принципы классификации неорганических и органических соединений, основные понятия и законы химии, свойства элементов и их соединений, уметь производить расчёты по уравнениям химических реакций и формулам химических соединений с применением понятий «массовая доля», «молярная концентрация».

Структура экзаменационного билета

Структура всех билетов одинакова. Экзаменационный билет содержит 6 заданий.

1. Уравнения реакций обмена и гидролиза.

2. Окислительно-восстановительная реакция, которую необходимо закончить и уравнять.

3. Практическое задание по свойствам элементов и классов неорганических соединений - цепочка химических реакций с неизвестными компонентами.

4. Практическое задание по свойствам органических соединений (цепочка превращений) - цепочка химических реакций с неизвестными компонентами.

5. Задача из курса общей и неорганической химии, решение которой требует умений проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакции, знаний химических свойств элементов и их соединений.

6. Задача из курса общей и неорганической химии, решение которой требует умений проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакции, знаний химических свойств и способов получения основных классов органических соединений.

Форма проведения вступительного испытания

Работа выполняется письменно в течение трёх астрономических часов (180 минут).

Все необходимые вспомогательные материалы: периодическая система элементов, таблица растворимости соединений, таблица стандартных электродных потенциалов (ряд активности металлов). Таблица электроотрицательности будут предоставлены. Черновик экзаменационной работы проверке не подлежит. Экзаменационный билет содержит 6 заданий. Задание 1 – закончить и уравнять реакции обмена и гидролиза; задание 2 – закончить и уравнять окислительно-восстановительную реакцию; задания 3 и 4 – цепочки превращений органических или неорганических веществ; задания 5 и 6 – задачи.

Структура всех билетов одинакова. Задания оцениваются в 10, 15, 20 и 30 баллов. За каждый правильный ответ при решении задания участник получает эквивалентное правильному решению количество баллов. Итоговая оценка (максимум 100 баллов) определяется суммарным количеством набранных баллов за каждое правильно решенное задание или за его часть.

Например, если задача или цепочка химических реакций выполнена частично: правильно составлено уравнение химической реакции или точно установлено количество вещества, то каждый правильный промежуточный результат оценивается эквивалентным количеством баллов.

II. Разделы дисциплины и темы, рассматриваемые в ходе вступительных испытаний

Раздел 1. Общая химия

Атомно-молекулярное учение. Атомы. Молекулы. Моль – единица количества вещества.

Современное представление о строении атома. Строение электронных оболочек атомов элементов периодической системы. Изотопы.

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Их значение для развития химии, физики и технологии.

Валентность элементов. Объяснение валентности с точки зрения учения о строении атома. Понятие о степени окисления.

Ковалентная связь. Типы ковалентной связи, примеры.

Химические формулы, их графическое изображение.

Классификация химических реакций: соединения, разложения, замещения, обмена.

Тепловой эффект химических реакций. Эндо- и экзотермические превращения. Примеры.

Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций.

Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения.

Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ, концентрация, температура. Катализ и катализаторы.

Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро (число Авогадро, относительная плотность газов, молярный объем).

Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от их природы, температуры и давления. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Численное выражение концентрации растворов.

Классификация оксидов. Основные способы получения и химические свойства оксидов.

Основания. Их типы. Основные химические свойства и получение. Особенности щелочей. Неорганические и органические основания, их строение и свойства.

Свойства кислот, оснований, солей согласно теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.

Кислоты. Их общие свойства и способы получения. Реакция нейтрализации.

Соли, их классификация. Основные химические свойства и способы получения.

Электролиз водных растворов и расплавов солей. Процессы, протекающие у катода и анода.

Раздел 2. Неорганическая химия

Классификация неорганических соединений.

Металлы, их положение в периодической системе, физические и химические свойства. Основные способы получения металлов. Коррозия металлов и борьба с ней.

Щелочные металлы, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атома. Основные химические свойства, их соединения в природе.

Общая характеристика элементов II группы главной подгруппы периодической системы, их соединения в природе.

Алюминий. Характеристика элемента и его соединений на основе положения в периодической системе и строения атома. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Способы получения металлического алюминия.

Железо. Его оксиды и гидроксиды, зависимость их свойств от степени окисления железа. Химические реакции, лежащие в основе получения чугуна и стали.

Общая характеристика элементов IV группы главной подгруппы периодической системы.

Углерод, его аллотропные формы. Химические свойства углерода. Оксиды углерода (II) и (IV), их химические свойства. Угольная кислота, ее химические свойства. Свойства солей угольной кислоты.

Кремний. Его физические и химические свойства. Оксид кремния и кремниевая кислота.

Общая характеристика элементов V группы главной подгруппы периодической системы.

Азот. Его основные физические и химические свойства и важнейшие соединения. Оксиды азота и азотная кислота. Химические особенности азотной кислоты. Соли азотной кислоты.

Аммиак. Реакции, лежащие в основе его промышленного синтеза, физические и химические свойства. Соли аммония. Качественная реакция на ион аммония.

Фосфор. Его аллотропные формы, физические и химические свойства. Оксид фосфора (V), фосфорная кислота и ее соли.

Общая характеристика элементов VI группы главной подгруппы периодической системы.

Кислород, его физические и химические свойства, аллотропия. Способы получения.

Сера, ее физические и химические свойства. Основные физические и химические свойства сероводорода и оксидов серы.

Серная кислота, ее свойства. Химические основы получения серной кислоты контактным способом. Качественная реакция на сульфат-ион.

Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы периодической системы. Сравнение их химических свойств. Соединения галогенов в природе.

Галогеноводороды. Их свойства и получение.

Вода, ее физические и химические свойства (взаимодействие с оксидами, металлами, солями). Гидролиз солей.

Жесткость воды. Способы ее устранения.

Раздел 3. Органическая химия

Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова. Зависимость свойств органических веществ от их строения. Изомерия.

Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова. Электронная природа химических связей в молекулах органических соединений, способы разрыва связей. Понятие о свободных радикалах.

Именные реакции в органической химии и их значение. Реакции А.М. Бутлерова, Н.Н. Зинина, Н.Д. Зелинского, М.Г. Кучерова, Ш.А. Вюрца.

Природные источники углеводородов. Нефть, способы ее переработки (перегонка, крекинг нефтепродуктов).

Основные классы органических соединений.

Генетическая связь между классами органических соединений.

Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов), их электронное и пространственное строение, тип гибридизации. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Карбиды металлов. Их получение и использование в органическом синтезе.

Алкены. Тип гибридизации, σ- и π-связи. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Алкадиены. Особенности их строения. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Алкины. Особенности их строения (тип гибридизации, тройная связь). Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Реакции полимеризации и поликонденсации. Их практическое использование.

Общие понятия химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, элементарное звено, степень полимеризации. Полиэтилен. Природный и синтетический каучук.

Спирты. Строение. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение. Водородная связь и ее влияние на физические свойства спиртов.

Альдегиды. Строение. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Карбоновые кислоты. Строение карбоксильной группы. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Арены. Электронное строение. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Фенол. Строение. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола. Химические свойства в сопоставлении со свойствами алифатических спиртов.

Нитросоединения. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

Жиры как представители сложных эфиров. Строение. Получение по реакции этерификации. Химические свойства.

Глюкоза. Строение. Химические свойства. Гидролиз.

Амины. Химические свойства. Получение. Применение.

III. Критерии оценивания экзаменационных работ

Задания оцениваются в 10, 15, 20 и 30 баллов. За каждый правильный ответ при решении задания участник получает эквивалентное правильному решению количество баллов. Итоговая оценка (максимум 100 баллов) определяется суммарным количеством набранных баллов за каждое правильно решенное задание или за его часть, т.е. то каждый правильный промежуточный результат оценивается эквивалентным количеством баллов.

Первое задание: закончить реакции обмена и гидролиза, уравнения реакций представить в молекулярной и ионной формах – оценивается в **10 баллов**. Снижение оценки следует при наличии ошибочных продуктов реакции, присутствии ошибок при уравнивании реакции, отсутствии ионного уравнения реакции, при ошибках в составлении ионного уравнения реакции, например, при представлении слабого электролита или малорастворимого вещества в ионной форме.

Второе задание: закончить и уравнять окислительно-восстановительную реакцию, для реакций, протекающих в водном растворе, привести сокращённое ионное уравнение реакции – оценивается в **10 баллов**. Снижение оценки следует при наличии ошибочных продуктов реакции, отсутствии применения метода баланса электронов или метода полуреакций для уравнивания, отсутствии ионной формы уравнения реакции, при ошибках в составлении ионного уравнения реакции.

Третье (практическое) **задание**: составить цепочку превращений неорганических веществ – оценивается в **15 баллов**. При составлении цепочки превращений рекомендуется при уравнивании окислительно-восстановительных реакций приводить баланс электронов, для реакций, протекающих в водных растворах записывать уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной форме. Снижение оценки следует при наличии ошибочных продуктов реакции и/или промежуточных неизвестных веществ, написания ошибочных или невозможных реакций, при ошибках в уравнивании реакций, при отсутствии ионной формы реакции или баланса электронов. Снижение оценки следует за частичное выполнение задания.

Четвёртое (практическое) **задание**: составить цепочку превращений органических соединений – оценивается в **15 баллов**. При составлении цепочки превращений следует указать условия проведения реакции, а саму реакцию уравнять. Снижение оценки следует при наличии ошибочных продуктов реакции и/или промежуточных неизвестных веществ, написания ошибочных или невозможных реакций, при ошибках в уравнивании реакций, за частичное выполнение задания.

Пятое задание: решить задачу, требующую умений и навыков выполнения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакции, знаний химических свойств элементов и их соединений – оценивается в **20 баллов**. Снижение оценки следует при наличии неполного или некорректного решения, при ошибках в расчётных формулах и самих расчётах, при неверном применении уравнений, законов и закономерностей.

Шестое задание: решить задачу, требующую умений и навыков проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакции, знаний химических свойств и способов получения основных классов органических и неорганических соединений, навыков обращения с различными способами выражения состава веществ, их смесей, растворов – оценивается в **30 баллов**. Снижение оценки следует при наличии неполного или некорректного решения, при ошибках в расчётных формулах и самих расчётах, при неверном применении уравнений, законов и закономерностей.

IV. Методические указания по подготовке и выполнению вступительного испытания

Уравнения реакций обмена или гидролиза необходимо записать в молекулярной и сокращённой ионной форме.

Окислительно-восстановительную реакцию требуется закончить и уравнять, указать процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель. При уравнивании использовать метод электронного баланса или метод полу-реакций. Если реакция протекает в водном растворе, то составить сокращённое ионное уравнение.

При составлении цепочки химических превращений неорганических веществ реакции должны быть уравнены. Реакции, протекающие в водном растворе, записывают в молекулярной и сокращённой ионной форме. Окислительно-восстановительные реакции уравнивают с применением метода баланса электронов или метода полу-реакций. Если окислительно-восстановительная реакция протекает в водном растворе, то уравнение реакции представляют в молекулярной и сокращённой ионной форме. При необходимости состав соединений устанавливают расчётом по формуле вещества.

При составлении цепочки химических превращений органических веществ реакции следует уравнять, а также показать условия проведения процессов (температура, катализатор и т.д.).

При составлении цепочек по органической и неорганической химии с неизвестными компонентами необходимо назвать полученные соединения по систематической номенклатуре.

Решение задач должно сопровождаться представлением реакции химического процесса, описанного в условии, обоснованными переходами между дей-

ствиями, ссылками на законы и правила. Все полученные расчетные величины должны быть указаны с единицами измерений. Точность расчёта – до сотых долей.

Пример экзаменационного билета с решениями заданий

Задание 1 (*10 баллов*)

Закончить и уравнять реакции обмена и гидролиза. Уравнения реакций представить в молекулярной и ионной форме.

а) $(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4 = \ldots$

б) $Pb(NO_3)_2 + H_2O = \ldots$

в) $(NH_4)_2SO_4 + KOH = \ldots$

г) $Na_2S + H_2O =$

Решение

а) Реакция обмена

$(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4 = 2CuSO_4 + 2H_2O$

При составлении ионного уравнения принимают во внимание, что сульфат гидроксомеди $(CuOH)_2SO_4$, как большинство основных солей тяжёлых цветных металлов, является малорастворимым соединением:

$(CuOH)_2SO_4 + H^+ = 2Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2H_2O.$

б) Реакция гидролиза

Нитрат свинца является солью слабого основания, следовательно, гидролиз идёт по катиону по первой (в обычных условиях) ступени:

$Pb(NO_3)_2 + H_2O = (PbOH)NO_3 + HNO_3$

$Pb^{2+} + H_2O = PbOH^+ + H^+.$

Образование катионов водорода (азотной кислоты) приводит к кислой среде раствора.

в) Реакция обмена

$(NH_4)_2SO_4 + KOH = NH_4OH + K_2SO_4$

При составлении ионного уравнения принимают во внимание, что гидроксид аммония является слабым основанием:

$NH_4^+ + OH^- = NH_4OH$

г) Реакция гидролиза

Сульфид натрия является солью слабой сероводородной кислоты, гидролиз идет по аниону (кислотному остатку) по первой (в обычных условиях) ступени:

$Na_2S + H_2O = NaHS + NaOH$

$S^{2-} + H_2O = HS^- + OH^-$.

Образование анионов гидроксила (гидроксида натрия) приводит к щелочной среде раствора.

Задание 2 (*10 баллов*)

Закончить и уравнять окислительно-восстановительную реакцию $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 = MnSO_4 + \ldots$. При уравнивании реакции использовать метод баланса электронов или метод полу-реакций. Для реакции, протекающей в водном растворе, составить сокращённое ионное уравнение

Решение

1. Определяют элементы, которые будут менять степень окисления и определяют окислитель и восстановитель: степени окисления изменяются у марганца Mn^{+7} (окислитель) и железа Fe^{+2} (восстановитель).

2. Устанавливают предполагаемые продукты реакции. Помимо сульфата марганца, образуется сульфат железа (III) и вода:

$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 = MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

3. Составляют баланс электронов, где сразу уравнивают железо

2	$Mn^{+7} + 5\,\bar{e} = Mn^{2+}$	окислитель/восстановление
5	$2Fe^{2+} - 2\,\bar{e} = 2Fe^{3+}$	восстановитель/окисление
	$2Mn^{+7} + 10Fe^{2+} = 2Mn^{2+} + 10Fe^{3+}$	

или используют метод полу-реакций, где автоматически получают сокращенное ионное уравнение реакции:

2	$^{+7}MnO_4^- + 5\,\bar{e} + 8H^+ = Mn^{2+} + 4\,H_2O$
5	$2Fe^{2+} - 2\,\bar{e} = 2Fe^{3+}$
	$2MnO_4^- + 10Fe^{2+} + 16H^+ = 2Mn^{2+} + 10Fe^{3+}$

4. Расставляют полученные коэффициенты в левую и правую части уравнения:

$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + 8H_2O$.

5. При использовании метода баланса электронов молекулярную форму реакции дополняют сокращенным ионным уравнением:

$2MnO_4^- + 10Fe^{2+} + 16H^+ = 2Mn^{2+} + 10Fe^{3+}$.

Задание 3 (*15 баллов*)

Основываясь на свойствах элементов и классов неорганических соединений, составьте цепочку химических превращений с неизвестными компонентами. Все реакции должны быть уравнены. Реакции, протекающие в водном растворе, записывают в молекулярной и сокращённой ионной форме. Окислительно-восстановительные реакции уравнивают с применением метода баланса электронов или метода полу-реакций.

На простое вещество ***A*** подействовали избытком крепкой соляной кислоты и получили хлорид железа с массовой долей хлора 65,54 %, который восстановили металлическим цинком до простого вещества ***A***, на которое затем подействовали концентрированной серной кислотой и получили соль ***B*** и газ ***D***. К раствору соли ***B*** прибавили избыток гидроксида натрия и получили вещество ***E*** бурого цвета. Газ ***D*** пропустили через раствор гидроксида кальция в присутствии кислорода. Получили белое вещество ***F***, используемое в строительстве.

$$A \xrightarrow{HCl} \begin{cases} FeCl_x \\ \omega_{Cl} = 65{,}54\,\% \end{cases} \xrightarrow{Zn} A \xrightarrow{H_2SO_{4\,(к)}} \begin{cases} B \xrightarrow{NaOH_{\text{избыток}}} E \\ D_{\text{газ}} \xrightarrow{Ca(OH)_2, O_2} F \end{cases}$$

Решение

1. Вывод формулы хлорида железа. Для этого принимают массу соединения за 100 г – 100 %:

$$m_{FeCl_x} = 100\,\text{г} - 100\,\% \Rightarrow \begin{cases} m_{Cl} = \omega_{Cl} = 65{,}54\,\text{г}; \\ m_{Fe} = \omega_{Fe} = 100 - 65{,}54 = 34{,}46\,\text{г}. \end{cases}$$

Вычисляют количество вещества каждого элемента:

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{34{,}46}{56} = 0{,}62 \text{ моль}; \quad n_{Cl} = \frac{m_{Cl}}{M_{Cl}} = \frac{65{,}54}{35{,}5} = 1{,}85 \text{ моль}.$$

Соотносят между собой количество вещества элементов:

$$n_{Fe} : n_{Cl} = 0{,}62 : 1{,}85 = 1 : 2{,}98 \approx 1 : 3,$$

следовательно, формула хлорида железа $FeCl_3$.

Вещество ***A* – железо**.

2. $2Fe + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2$

2	$Fe^0 - 3\,\bar{e} = Fe^{3+}$	восстановитель/окисление
3	$2H^+ + 2\,\bar{e} = H_2$	окислитель/восстановление

	$2Fe^0 + 6H^+ = 2Fe^{3+} + 3H_2$	сокращенное ионное уравнение

3. $FeCl_3 + Zn = Fe + ZnCl_2$

2	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe^0$	окислитель/восстановление
3	$Zn^0 - 2\bar{e} = Zn^{2+}$	восстановитель/окисление
	$2Fe^{3+} + 3Zn = 2Fe^0 + 3Zn^{2+}$	сокращенное ионное уравнение

4. $2Fe + 6H_2SO_{4\,(к)} = Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$

1	$2Fe^0 - 6\bar{e} = 2Fe^{3+}$	восстановитель/окисление
3	$^{+6}SO_4^{2-} + 2\bar{e} + 4H^+ = {}^{+4}SO_2 + 2H_2O$	окислитель/восстановление
	$2Fe^0 + 3SO_4^{2-} + 12H^+ = 2Fe^{3+} + 3SO_2 + 6H_2O$	сокращенное ионное уравнение

Вещество ***B*** **–** сульфат железа (III); газ ***D*** – оксид серы (IV).

5. $Fe_2(SO_4)_3 + NaOH = Fe(OH)_3 + Na_2SO_4$,

сокращенное ионное уравнение:

$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$

Вещество ***E*** – гидроксид железа (III).

Гидроксид железа (III) обладает преимущественно основными свойствами. Амфотерные свойства проявляются только при сплавлении со щелочами при температуре более 900 °С.

6. При взаимодействии оксида серы (IV) с гидроксидом кальция в присутствии кислорода как окислителя образуется сульфат кальция – вещество ***F***.

$2SO_2 + O_2 + 2Ca(OH)_2 = 2CaSO_4 + 2H_2O$

2	$^{+4}SO_2 - 2\bar{e} + 4OH^- = {}^{+6}SO_4^{2-} + 2H_2O$	восстановитель/окисление
1	$O_2^0 + 4\bar{e} + 2H_2O = 4OH^-$	окислитель/восстановление
	$2SO_2 + O_2 + 4OH^- = 2SO_4^{2-} + 2H_2O$	сокращенное ионное уравнение

Задание 4 (*15 баллов*)

Составить цепочку химических превращений органических веществ:

$$C_2H_6 \xrightarrow{-H_2} A \xrightarrow{HCl} B \xrightarrow{Na} C \rightarrow \text{дивинил}$$

$$A \downarrow H_2O \quad D$$

.

Реакции следует уравнять, а также показать условия проведения процессов (температура, катализатор и т.д.), вещества назвать по систематической номенклатуре.

Решение

1. $CH_3\text{-}CH_3 \xrightarrow{T,\ kat} CH_2{=}CH_2 + H_2$

C_2H_6 – этан; вещество ***A*** – этилен; реакция дегидрирования этана.

2. $CH_2{=}CH_2 + HCl = CH_3\text{-}CH_2Cl$

Вещество ***B*** – хлорэтан; реакция гидрогалогенирования.

3. $CH_2{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{P,\ T,\ kat} CH_3\text{-}CH_2OH$

Вещество ***D*** – этанол; реакция гидратации.

4. $2CH_3\text{-}CH_2Cl + 2Na = CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + 2NaCl$

Вещество ***C*** – бутан; реакция Вюрца.

5. $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \xrightarrow{kat\text{–}Cr_2O_3} CH_2{=}CH\text{-}CH{=}CH_2 + 2H_2$.

Дивинил – 1,3-бутадиен; реакция дегидрирования.

Задание 5 (*20 баллов*)

Из этилового спирта массой 18,4 г по методу Лебедева получили 4,0 л дивинила, измеренных при нормальных условиях. Вычислить объёмную долю выхода дивинила.

Решение

1. Процесс получения бутадиена-1,3 из этилового спирта по методу Лебедева идёт по реакции $2CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH = CH_2{=}CH\text{-}CH{=}CH_2 + 2H_2O + H_2$.

2. Количество вещества этанола, вступившего в реакцию

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} = \frac{18{,}4}{46} = 0{,}4 \text{ моль}$$

3. По реакции [1]:

$$n_{C_4H_6} = 1/2 \cdot n_{C_2H_6O} = 0{,}5 \cdot 0{,}4 = 0{,}2 \text{ моль}$$

4. Объём паров дивинила при н.у.:

$$V^{T}_{C_4H_6} = n_{C_4H_6} \cdot V_M = 0{,}2 \cdot 22{,}4 = 4{,}48 \text{ л}$$

5. Объёмная доля выхода продукта:

$$\varphi_{C_4H_6} = \frac{V^{пр}_{C_4H_6}}{V^{т}_{C_4H_6}} \cdot 100\% = \frac{4{,}40}{4{,}48} \cdot 100 = 89{,}3\ \%$$

.

Задание 6 ***(30 баллов)***

Для получения раствора сульфита натрия экспериментатор пропустил 2,80 л оксида серы (IV), измеренных при нормальных условиях, через 200 мл раствора с массовой долей едкого натра 4 % (плотность раствора 1,04 г/см^3). При этом оксид серы (IV) полностью прореагировал с раствором щелочи. Результаты анализа показали, помимо сульфита натрия, присутствие в растворе других продуктов реакции. Определите состав полученного раствора в массовых долях.

Решение

1. $n^{i}_{SO_2} = \frac{V}{V_M} = \frac{2{,}8}{22{,}4} = 0{,}125$ моль.

2. $m^{i}_{SO_2} = n^{i}_{SO_2} \cdot M_{SO_2} = 0{,}125 \cdot 64 = 8{,}0$ г.

3. $m^{NaOH}_{р-р} = V_{р-р} \cdot d_{р\text{-}р} = 200 \cdot 1{,}04 = 208{,}0$ г.

4. $m_{NaOH} = \frac{\omega_{NaOH}}{100} m^{р-р}_{NaOH} = \frac{4}{100} \cdot 208 = 8{,}32$ г.

5. $n_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH}} = \frac{8{,}32}{40} = 0{,}208$ моль.

При пропускании кислого газа через раствор щелочи в начальный момент времени газ будет в недостатке по отношению к основанию и образуется средняя соль. При дальнейшем добавлении газа, в случае его избытка, средняя соль перейдёт в кислую соль.

6. $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$

7. По реакции [6]

$n_{NaOH} = 2n_{SO_2} = 2 \cdot 0{,}125 = 0{,}25$ моль $> 0{,}208$ моль $\Rightarrow$ имеется избыток SO_2.

8. По реакции [6] прореагировало

$n^{Na_2SO_3}_{SO_2} = 1/2 \cdot n_{NaOH} = 0{,}5 \cdot 0{,}208 = 0{,}104$ моль.

9. По реакции [6] образовалось

$n^{i}_{Na_2SO_3} = 1/2 \cdot n_{NaOH} = 0{,}5 \cdot 0{,}208 = 0{,}104$ моль.

10. $n^{изб}_{SO_2} = n^{i}_{SO_2} - n^{Na_2SO_3}_{SO_2} = 0{,}125 - 0{,}104 = 0{,}021$ моль.

11. Избыток SO_2 реагирует с сульфитом натрия, который получен по реакции [6]:

$Na_2SO_3 + SO_2 + H_2O = 2NaHSO_3$

12. По реакции [11] образовалось гидросульфита натрия:

$$n_{NaHSO_3} = 2n^{изб}_{SO_2} = 2 \cdot 0{,}021 = 0{,}042 \text{ моль};$$

$$m_{NaHSO_3} = n_{NaHSO_3} \cdot M_{NaHSO_3} = 0{,}042 \cdot 104 = 4{,}37 \text{ г}.$$

13. По реакции [11] прореагировало сульфита натрия:

$$n^{R}_{Na_2SO_3} = n^{изб}_{SO_2} = 0{,}021 \text{ моль}.$$

14. После протекания реакции [11] осталось сульфита натрия:

$$n^{k}_{Na_2SO_3} = n^{i}_{Na_2SO_3} - n^{R}_{Na_2SO_3} = 0{,}104 - 0{,}021 = 0{,}083 \text{ моль};$$

$$m_{Na_2SO_3} = n^{k}_{Na_2SO_3} \cdot M_{Na_2SO_3} = 0{,}083 \cdot 126 = 10{,}46 \text{ г}.$$

15. $m^{k}_{р-р} = m^{NaOH}_{р-р} + m^{i}_{SO_2} = 208 + 8 = 216$ г.

16. $\omega_{Na_2SO_3} = \dfrac{m_{Na_2SO_3}}{m^{k}_{р-р}} \cdot 100\,\% = \dfrac{10{,}46}{216} \cdot 100 = 4{,}84\,\%$.

17. $\omega_{NaHSO_3} = \dfrac{m_{NaHSO_3}}{m^{k}_{р-р}} \cdot 100\,\% = \dfrac{4{,}37}{216} \cdot 100 = 2{,}02\,\%$.

V. Рекомендательный библиографический список

Основная литература

1. Кузьменко Н.Е. Начала химии / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков. – М.: «Бином. Лаборатория знаний», 2017. – 704 с.

2. Репетитор по химии для поступающих в вузы. Изд. 39-е., перераб./ Под ред. А.С. Егорова. – Ростов на Дону: Феникс, 2013. – 762 с.

3. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. Изд. 4-е. / Г.П. Хомченко. – М.: РИА «Новая волна», 2015. – 480 с.

4. Химия. 10 кл.: Учебник для общеобразовательных учебных заведений. Изд. 5-е./ О.С Габриелян, Ф.Н. Маскаев, С.Ю. Пономарев, В.И. Теренин. – М.: «Дрофа», 2013. – 304 с.

5. Химия. 11 кл.: Учебник для общеобразовательных учреждений. Изд. 4-е. / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова. – М., 2012. – 368 с.

6. Ахметов Н.С. Химия.10-11 кл. Учебник для общеобразовательных учебных заведений. Изд. 8-е. / Н.С. Ахметов. – М.: «Просвещение», 2014 – 255 с.

Дополнительная литература

1. Сборник задач для подготовки к вступительным экзаменам по химии. Изд. 4-е., испр. и доп. / А.М. Сыркин [и др.] – Уфа: Изд. УГНТУ, 2010. – 260 с.

2. Химия. Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы/ Р.А. Лидин, Л.Ю. Алекберова. – М.: Изд. Аст-Пресс, 2010. – 512 с.

3. Пособие по химии. Вопросы, задачи, упражнения/ С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова. – М.: Высшая школа, 2008. – 255 с.

4. Глинка Н.Л. Практикум по общей химии/ Н.Л. Глинка. – М.: «Юрайт», 2016 – 250 с.

Базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:

Библиотеки

www.twirpx.com

www.chem.msu.su/rus/elibrary

Специальные интернет-сайты

https://ru.wikipedia.org/wiki/Химическая_энциклопедия

www.xumuk.ru/encyklopedia

www.alleng.ru/d/chem/chem01.htm

www.ximia.org/encyklopedia/default.htm