

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

ПЕРВОЕ ВЫСШЕЕ ТЕХНИЧЕСКОЕ УЧЕБНОЕ ЗАВЕДЕНИЕ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»



ОЛИМПИАДА ШКОЛЬНИКОВ «ГРАНИТ НАУКИ»

ХИМИЯ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ
К ОТБОРОЧНОМУ ТУРУ ОЛИМПИАДЫ
2018/2019 УЧЕБНОГО ГОДА**

Х И М И Я

Отборочный тур олимпиады школьников «Гранит науки» по профилю Химия (предмет олимпиады – химия) проходит с использованием интернет-технологий (заочно).

Каждый вариант олимпиадной работы отборочного тура включает в себя задания, предполагающие подготовленность участников олимпиады в рамках ФГОС среднего общего образования.

На решение задач отборочного тура Олимпиады отводится **2 (два)** астрономических часа (120 минут). Отсчет времени начинается с момента начала выполнения заданий. Место и время выполнения заданий определяются участниками самостоятельно. Для выполнения заданий необходим компьютер с доступом в сеть Интернет. Оргкомитет не несет ответственности за сбой электропитания и связи в момент решения задач отборочного тура.

Участник Олимпиады может выполнять задания отборочного тура однократно.

В задания отборочного тура входят 3 блока вопросов. За каждый правильный ответ 1 блока участник получает 1 балл; за каждый правильный ответ 2 блока – 2 балла; за каждый правильный ответ 3 блока – 4 балла. Максимально возможное количество набранных участником баллов – 100.

В олимпиадные задания отборочного тура включены элементы содержания из следующих разделов (тем) курса **химии**:

- *Общая химия;*
- *Неорганическая химия;*
- *Органическая химия.*

Для конструирования вариантов олимпиадной работы отборочного тура использованы различные способы представления информации в текстах заданий (таблицы; схемы; схематические рисунки; ионные уравнения; графические формулы).

Содержательные элементы представлены в каждом варианте заданиями, различающимися по уровню сложности и форме выполнения.

Блоки содержат тестовые задания с выбором одного правильного ответа.

Первый блок содержит задания базового уровня сложности. Второй блок содержит задания, для выполнения которых участникам олимпиады необходим повышенный уровень подготовки, подразумевающий умение применять термины различных тем и комбинированный алгоритм действий.

Третий блок содержит расчётные задания высокого уровня сложности, позволяющие оценить способность участников олимпиады применять свои знания и умения в сложных ситуациях, требующих проявления достаточно высокой степени самостоятельности мышления, творческих способностей, более глубоких знаний и смекалки.

Участник олимпиады получает индивидуальный вариант олимпиадной работы отборочного этапа, состоящий из 50 заданий: двадцать задач из первого блока заданий; двадцать задач из второго блока заданий; десять задач из третьего блока заданий.

Каждое задание оценивается в зависимости от уровня его сложности. Баллы, полученные участником олимпиады за выполненные задания, суммируются.

ПЕРЕЧЕНЬ ЭЛЕМЕНТОВ СОДЕРЖАНИЯ, ВКЛЮЧЕННЫХ В ЗАДАНИЯ ОТБОРОЧНОГО ТУРА ОЛИМПИАДЫ 2018/2019 УЧЕБНОГО ГОДА

РАЗДЕЛ 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ

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

Современное представление о строении атома. Строение электронных оболочек атомов на примере элементов первого, второго и третьего периодов 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 в свете 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. Соединения натрия и калия в природе.
Общая характеристика элементов II группы главной подгруппы периодической системы. Кальций, его 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 углеводов. Нефть, способы ее переработки (перегонка, крекинг нефтепродуктов).

Основные классы органических соединений.

Генетическая связь между классами органических соединений.

Гомологический ряд предельных углеводов (алканов), их электронное и пространственное строение, тип гибридизации. Номенклатура алканов, их физические и химические свойства.

Карбиды металлов. Их получение и использование в органическом синтезе.

Алкены: тип гибридизации, σ - и π -связи, номенклатура. Этилен, его свойства и получение.

Алкадиены. Особенности их строения. Номенклатура. Получение, основные химические свойства и применение на примере дивинила.

Ацетилен. Особенности его строения (тип гибридизации, тройная связь). Номенклатура алкинов. Получение ацетилена карбидным способом и из метана. Основные химические свойства.

Реакции полимеризации и поликонденсации. Их практическое использование.

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

Спирты, их строение, химические свойства, получение и применение. Водородная связь и ее влияние на физические свойства спиртов.

Альдегиды, их строение и основные химические свойства. Получение и применение муравьиного и уксусного альдегидов.

Карбоновые кислоты. Строение карбоксильной группы. Получение и химические свойства этих кислот на примере муравьиной и уксусной.

Бензол, его электронное строение. Получение бензола. Его основные химические свойства.

Фенол, его строение. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола. Химические свойства в сопоставлении со свойствами алифатических спиртов.

Нитросоединения. Их свойства и применение на примере нитробензола, тринитротолуола и др.

Жиры как представители сложных эфиров. Их строение, получение по реакции этерификации. Химические свойства.

Глюкоза, ее строение, химические свойства. Сахароза, ее гидролиз.

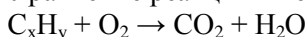
Амины – органические основания, их реакции с водой и кислотами. Анилин, его получение из нитробензола.

ПРИМЕРЫ ЗАДАЧ И ИХ РЕШЕНИЙ ИЗ ВАРИАНТА ЗАДАНИЙ 2018 ГОДА

Пример 1. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г CO_2 . Плотность паров углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.

Решение:

Уравнение реакции имеет следующий вид:



Необходимо рассчитать, сколько углерода было в углеводороде, исходя из состава CO_2 .

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль}$$

$$44 \text{ г CO}_2 \text{ содержит } 12 \text{ г C}$$

$$13,2 \text{ г CO}_2 \text{ содержит } x \text{ г C}$$

$$x = \frac{13,2 \cdot 12}{44} = 3,6 \text{ г (C)}$$

Следовательно, водорода в углеводороде содержится $(4,3 - 3,6) = 0,7$ г.

Вычисляем отношение числа атомов углерода (X) и водорода (Y) в молекуле сгоревшего вещества:

$X:Y = 3,6 : 0,7 = 0,3:0,7 = 3:7 \Rightarrow$ простейшая формула C_3H_7 .

Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 43 г/моль.

По условию задачи плотность паров (D) углеводорода по водороду равна 43. Определяем молярную массу M_1 углеводорода по формуле $M_1 = D \cdot M_2$, где M_2 – молярная масса водорода

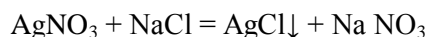
$$M_1 = 43 \cdot 2 = 86 \text{ г/моль}$$

Следовательно, истинная формула C_6H_{14} .

Ответ: C_6H_{14}

Пример 2. Раствор, содержащий 34 г $AgNO_3$, смешивают с раствором, содержащим такую же массу $NaCl$. Определить сколько граммов $AgCl$ получилось в результате реакции?

Решение: Уравнение реакции имеет следующий вид:



Из уравнения видно, что 1 моль $AgNO_3$ взаимодействует с 1 моль $NaCl$. Рассчитаем, сколько моль содержится в 34 г $AgNO_3$ и 34 г $NaCl$ по формуле: $n = \frac{m}{M}$

$$Mr(AgNO_3) = Ar(Ag) + Ar(N) + 3Ar(O) = 108 + 14 + 48 = 170 \text{ г/моль}$$

$$Mr(NaCl) = Ar(Na) + Ar(Cl) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

$$n(AgNO_3) = \frac{34}{170} = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(NaCl) = \frac{34}{58,5} = 0,58 \text{ моль}$$

Можно сделать вывод, что 0,2 моль $AgNO_3$ прореагирует полностью и в ходе реакции образуется также 0,2 моль $AgCl$.

$$Mr(AgCl) = 108 + 35,5 = 143,5 \text{ г/моль}$$

Находим массу 0,2 моль $AgCl$ по формуле: $m = n \cdot M$

$$m(AgCl) = 0,2 \cdot 143,5 = 28,7 \text{ г}$$

Ответ: 28,7 г

Пример 3. При сжигании 3 г антрацита получилось 5,3 л CO_2 , измеренного при нормальных условиях. Рассчитать, сколько процентов углерода (по массе) содержит антрацит?

Решение: 1 моль газообразного вещества занимает при н.у. объём 22,4 л. Рассчитаем число моль газа по формуле: $n = V/V_M$

$$n(CO_2) = 5,3/22,4 = 0,237 \text{ моль} \approx 0,24 \text{ моль}$$

$$\text{Найдем массу углерода в } 0,24 \text{ моль } CO_2 \text{ по формуле: } m = n \cdot M \quad m(C) = 0,24 \cdot 12 = 2,84 \text{ г}$$

Определяем процентное содержание углерода в антраците:

$$3,00 \text{ г антрацита} \quad \text{составляет} \quad 100 \%$$

$$2,84 \text{ г углерода в антраците} \quad \text{составляет} \quad x \%$$

$$x = \frac{2,84 \cdot 100}{3,00} = 94,6 \% (C)$$

Ответ: 94,6 %

Пример 4. Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты ($K_d = 5 \cdot 10^{-8}$).

Решение: Найдем степень диссоциации $HClO$:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4}. \text{ Отсюда } [H^+] = \alpha \cdot C_M = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Задачу можно решить и другим способом, используя соотношение:

$$[H^+] = \sqrt{K_d \cdot C_M} = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Ответ: $7 \cdot 10^{-5}$ моль/л

Пример 5. Чему равна концентрация $[\text{OH}^-]$ в растворе, рН которого равен 10,8?

Решение: Из соотношения $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ имеем $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 3,20$. Отсюда $-\lg[\text{OH}^-] = 3,2$.
Этому значению логарифма соответствует значение $[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4}$ моль/л

Ответ: $6,31 \cdot 10^{-4}$ моль/л

Пример 6. Составьте молекулярное и сокращенное ионно-молекулярное уравнение для реакции, протекающей между гидроксидом цинка и едким натром.

Решение: Данная реакция сопровождается образованием слабого электролита, а именно комплексного соединения.

Молекулярное уравнение примет вид:

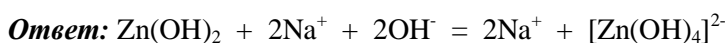


Полное ионно-молекулярное уравнение:



Формулы сильных электролитов, растворимых в воде – гидроксида натрия и комплексной соли, тетрагидроксицинката (II) натрия, записаны в ионной форме, формула труднорастворимого гидроксида цинка (II) – в молекулярной.

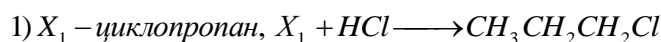
Краткое ионно-молекулярное уравнение:



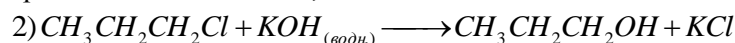
Пример 7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Решение:



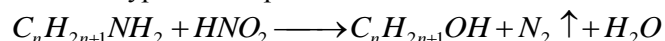
пропанол-1 не подходит, так как он является веществом X_2 .



Пример 8. При взаимодействии предельного первичного амина с азотистой кислотой выделилось 4,48 л газа (н. у.) и образовалось 12,0 г органического вещества. Установите молекулярную формулу амина.

Решение:

Запишем уравнение реакции в общем виде и найдем количество вещества азота:



$$\nu(\text{N}_2) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}$$

Рассчитаем молярную массу спирта, образовавшегося из амина:

$$\nu(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = \nu(\text{N}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = \frac{m}{\nu} = \frac{12}{0,2} = 60 \text{ г / моль}$$

Определим число атомов углерода в молекуле спирта и установим формулу амина:

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 14n + 18$$

$$14n + 18 = 60$$

$$n = 3$$

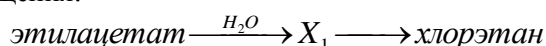
Молекулярная формула амина — $\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$ или $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$

Ответ: $\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$ или $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций, соответствующих протекающим в растворах процессам при взаимодействии Na_2S и FeSO_4 .

2. Для сокращенного ионно-молекулярного уравнения $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow \dots$ составьте молекулярное уравнение реакции.
3. Составьте ионно-молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов нитрата алюминия и сульфида натрия.
4. Напишите в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малодиссоциированных соединений при смешивании растворов $HCOOK + HNO_3$.
5. Определите относительную плотность газовой смеси, состоящей из аргона объемом, равным 56 л, и азота объемом, равным 28 л, по воздуху.
6. При нормальных условиях газ X занимает объем, равный 1 л, и имеет массу 1,25 г. Какова молярная масса газа и его плотность по водороду? Какой газ может соответствовать газу X?
7. Какому количеству вещества соответствует порция оксида серы (IV), состоящая из $1,2 \cdot 10^{24}$ молекул? Какой объем будет занимать этот газ при нормальных условиях? Какова его масса?
8. Какое давление надо приложить для того, чтобы ацетилен массой 520 г занимал объем, равный 5 л при температуре $17^\circ C$?
9. Какую массу серной кислоты, необходимо взять для нейтрализации гидроксида алюминия массой 56 г?
10. Определите массовую долю примесей в техническом сульфиде железа(II), если при взаимодействии 10 г сульфида с разбавленной серной кислотой выделилось 1,6 л сероводорода при $27^\circ C$ и давлении 168,6 кПа?
11. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза Na_2S . Какое значение pH имеет этот раствор?
12. Какую среду имеют растворы NaF и Na_2S ?
13. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: $FeCl_2$ или $FeCl_3$, $MgCl_2$ или $ZnCl_2$, NaCN или CH_3COONa ?
14. Как будут действовать на лакмус растворы солей K_2S , KI, $CuSO_4$, NaClO, $Cd(NO_3)_2$?
15. Растворы кислоты и основания смешали в эквивалентных соотношениях: а) NH_4OH и HCl; б) NaOH и HCl; в) NaOH и CH_3COOH . Как окрасится лакмус в растворах?
16. К раствору $FeCl_3$ добавили: а) HCl; б) NaOH; в) $ZnCl_2$; г) H_2O ; д) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа(III) усиливается?
17. Составьте уравнение реакции, протекающей в водном растворе $AlCl_3 + H_2O \rightarrow \dots$
18. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

19. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

20. Установите молекулярную формулу алкена, если известно, что 1,5 г его способны присоединить 600 мл (н. у.) хлороводорода.
21. При бромировании 28,8 г гомолога бензола в присутствии железа получено 35,82 г монобромпроизводного. Выход продукта составил 75 %. Известно, что при бромировании этого углеводорода на свету образуется единственное монобромпроизводное. Установите молекулярную формулу углеводорода, изобразите его структурную формулу и напишите уравнение реакции с бромом на свету.

Составители: доцент *Н.В. Джевага*, доцент *О.Л. Лобачева*