

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



ОЛИМПИАДА ШКОЛЬНИКОВ «ГРАНИТ НАУКИ»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ
К ОТБОРОЧНОМУ ТУРУ ОЛИМПИАДЫ
2023/2024**

ХИМИЯ
10-11 класс

Х И М И Я

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

Общая база включает три блока заданий из всех, указанных ниже, разделов курса химии.

Каждый блок заданий состоит из трех частей

Часть 1. Общая химия;

Часть 2. Неорганическая химия;

Часть 3. 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.

Первые два блока содержат тестовые задания с выбором одного правильного ответа, третий блок содержит задания, в которых необходимо вписать правильный ответ.

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 ОЛИМПИАДЫ ОТБОРОЧНОГО ТУРА

ОБЩАЯ ХИМИЯ

1. Атомно-молекулярное учение. Атомы. Молекулы. Моль – единица количества вещества.
2. Современное представление о строении атома. Строение электронных оболочек атомов на примере элементов первого, второго и третьего периодов периодической системы. Изотопы.
3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Их значение для развития химии, физики и технологии.
4. Валентность элементов. Объяснение валентности с точки зрения учения о строении атома. Понятие о степени окисления.
5. Ковалентная связь. Типы ковалентной связи, примеры.
6. Химические формулы, их графическое изображение.
7. Классификация химических реакций: соединения, разложения, замещения, обмена.
8. Тепловой эффект химических реакций. Эндо- и экзотермические превращения. Примеры.
9. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций.
10. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения.
11. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ, концентрация, температура. Катализ и катализаторы.
12. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро (число Авогадро, относительная плотность газов, молярный объем).
13. Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от их природы, температуры и давления. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Численное выражение концентрации растворов.

14. Классификация оксидов. Основные способы получения и химические свойства оксидов.
15. Основания. Их типы. Основные химические свойства и получение. Особенности щелочей. Неорганические и органические основания, их строение и свойства.
16. Свойства кислот, оснований, солей в свете теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.
17. Кислоты. Их общие свойства и способы получения. Реакция нейтрализации.
18. Соли, их классификация. Основные химические свойства и способы получения.
19. Электролиз водных растворов и расплавов солей. Процессы, протекающие у катода и анода.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Классификация неорганических соединений.
2. Металлы, их положение в периодической системе, физические и химические свойства. Основные способы получения металлов. Коррозия металлов и борьба с ней.
3. Щелочные металлы, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атома. Основные химические свойства. Соединения натрия и калия в природе.
4. Общая характеристика элементов II группы главной подгруппы периодической системы. Кальций, его соединения в природе.
5. Алюминий. Характеристика элемента и его соединений на основе положения в периодической системе и строения атома. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Способы получения металлического алюминия.
6. Железо. Его оксиды и гидроксиды, зависимость их свойств от степени окисления железа. Химические реакции, лежащие в основе получения чугуна и стали.
7. Общая характеристика элементов IV группы главной подгруппы периодической системы. Углерод, его аллотропные формы. Химические свойства углерода.
8. Оксиды углерода (II) и (IV), их химические свойства. Угольная кислота, ее химические свойства. Свойства солей угольной кислоты.
9. Кремний. Его физические и химические свойства. Оксид кремния и кремниевая кислота.
10. Общая характеристика элементов V группы главной подгруппы периодической системы. Азот. Его основные физические и химические свойства и важнейшие соединения.
11. Оксиды азота и азотная кислота. Химические особенности азотной кислоты. Соли азотной кислоты.
12. Аммиак. Реакции, лежащие в основе его промышленного синтеза, физические и химические свойства. Соли аммония. Качественная реакция на ион аммония.
13. Фосфор. Его аллотропные формы, физические и химические свойства. Оксид фосфора (V), фосфорная кислота и ее соли.
14. Общая характеристика элементов VI группы главной подгруппы периодической системы.
15. Кислород, его физические и химические свойства, аллотропия. Способы получения.
16. Сера, ее физические и химические свойства. Основные физические и химические свойства сероводорода и оксидов серы.
17. Серная кислота, ее свойства. Химические основы получения серной кислоты контактным способом. Качественная реакция на сульфат-ион.
18. Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы периодической системы. Сравнение их химических свойств. Соединения галогенов в природе.
19. Галогеноводороды. Их свойства и получение.
20. Вода, ее физические и химические свойства (взаимодействие с оксидами, металлами, солями). Гидролиз солей.
21. Жесткость воды. Способы ее устранения.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

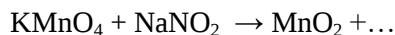
1. Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова. Зависимость свойств органических веществ от их строения. Изомерия.
2. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова. Электронная природа химических связей в молекулах органических соединений, способы разрыва связей. Понятие о свободных радикалах.

3. Именные реакции в органической химии и их значение. Реакции А.М. Бутлерова, Н.Н. Зинина, Н.Д. Зелинского, М.Г. Кучерова, Ш.А. Вюрца.
4. Природные источники углеводородов. Нефть, способы ее переработки (перегонка, крекинг нефтепродуктов).
5. Основные классы органических соединений.
6. Генетическая связь между классами органических соединений.
7. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов), их электронное и пространственное строение, тип гибридизации. Номенклатура алканов, их физические и химические свойства.
8. Карбиды металлов. Их получение и использование в органическом синтезе.
9. Алкены: тип гибридизации, σ - и π -связи, номенклатура. Этилен, его свойства и получение.
10. Алкадиены. Особенности их строения. Номенклатура. Получение, основные химические свойства и применение на примере дивинила.
11. Ацетилен. Особенности его строения (тип гибридизации, тройная связь). Номенклатура алкинов. Получение ацетилена карбидным способом и из метана. Основные химические свойства.
12. Реакции полимеризации и поликонденсации. Их практическое использование.
13. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, элементарное звено, степень полимеризации. Полиэтилен. Природный и синтетический каучук.
14. Спирты, их строение, химические свойства, получение и применение. Водородная связь и ее влияние на физические свойства спиртов.
15. Альдегиды, их строение и основные химические свойства. Получение и применение муравьиного и уксусного альдегидов.
16. Карбоновые кислоты. Строение карбоксильной группы. Получение и химические свойства этих кислот на примере муравьиной и уксусной.
17. Бензол, его электронное строение. Получение бензола. Его основные химические свойства.
18. Фенол, его строение. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола. Химические свойства в сопоставлении со свойствами алифатических спиртов.
19. Нитросоединения. Их свойства и применение на примере нитробензола, тринитротолуола и др.
20. Жиры как представители сложных эфиров. Их строение, получение по реакции этерификации. Химические свойства.
21. Глюкоза, ее строение, химические свойства. Сахароза, ее гидролиз.
22. Амины – органические основания, их реакции с водой и кислотами. Анилин, его получение из нитробензола.

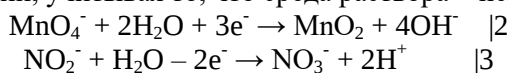
ПРИМЕРЫ ЗАДАЧ И ИХ РЕШЕНИЙ

Пример 1.

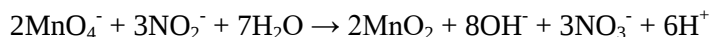
Составить уравнение реакции в нейтральной среде:



Решение. Как следует из приведённой схемы реакции, ион MnO_4^- восстанавливается до MnO_2 . Восстановителем является нитрит-ион NO_2^- , который в условиях реакции окислится до нитрат-иона NO_3^- . Запишем уравнения полуреакций, учитывая то, что среда раствора – нейтральная:



Объединяя указанные полуреакции, получаем:



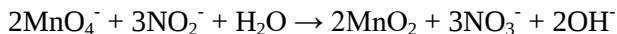
Образовавшиеся в ходе реакции ионы H^+ и OH^- реагируют между собой, образуя молекулы воды:



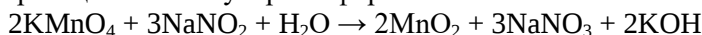
Таким образом, реакцию можно записать как



Исключая из обеих частей уравнения одинаковые частицы ($6\text{H}_2\text{O}$), получаем итоговое ионно-молекулярное уравнение:



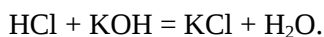
Добавляя к обеим частям уравнения соответствующие противоions и комбинируя катионы и анионы, получаем уравнение реакции в молекулярной форме:



Пример 2.

Реакции, идущие с образованием малодиссоциированного соединения

1) Реакция нейтрализации, протекающая с образованием слабого электролита – воды:



Полное ионно-молекулярное уравнение:



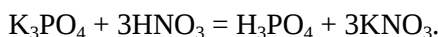
(формулы сильных электролитов, растворимых в воде – соляной кислоты, гидроксида калия и хлорида калия представлены в ионной форме, формула слабого электролита – воды записана в молекулярной форме).

Краткое ионно-молекулярное уравнение:

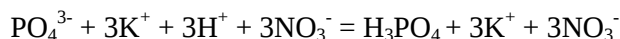


(сокращены одинаковые ионы: катионы калия и хлорид-ионы).

2) Реакции, идущие с образованием слабых кислот или оснований:



Полное ионно-молекулярное уравнение:



(формулы сильных электролитов, растворимых в воде – фосфат калия, азотной кислоты и нитрата калия записаны в ионном виде, формула слабой фосфорной кислоты представлена в молекулярной форме).

Краткое ионно-молекулярное уравнение:



(сокращены одинаковые ионы: катионы калия и нитрат-анионы).

3) Реакции, сопровождающиеся образованием комплексного соединения:



Полное ионно-молекулярное уравнение:



(формулы сильных электролитов, растворимых в воде – гидроксида калия и комплексной соли, гексагидроксиалюмината калия записаны в ионной форме, формула труднорастворимого гидроксида алюминия – в молекулярной).

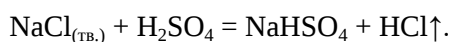
Краткое ионно-молекулярное уравнение:



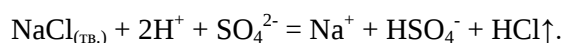
(сокращены катионы калия).

Реакции, идущие с образованием новой фазы

4) Реакции, идущие с образованием газообразного продукта

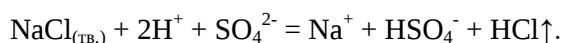


Полное ионно-молекулярное уравнение:

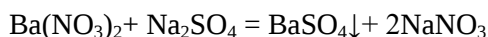


(формулы сильных электролитов, растворимых в воде – серной кислоты и гидросульфата натрия представлены в ионном виде, формулы поваренной соли (тв.) и хлороводорода – в молекулярной форме).

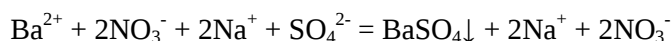
Краткое ионно-молекулярное уравнение – такое же, как и полное:



5) Реакции, идущие с образованием трудно- и малорастворимых соединений

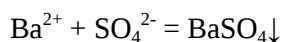


Полное ионно-молекулярное уравнение:



(здесь все участники реакции относятся к классу солей – сильных электролитов, однако, одна из них – сульфат бария – является труднорастворимым веществом, поэтому формула этой соли записана в молекулярной форме, тогда как формулы всех остальных солей – в ионной форме).

Краткое ионно-молекулярное уравнение:



(сокращены катионы натрия и нитрат-анионы).

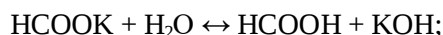
Пример 3.

Вычислить pH и степень гидролиза β 0,1 моль/л раствора HCOOK.

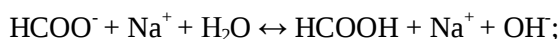
Решение:

Запишем уравнение гидролиза HCOOK в 3-х формах:

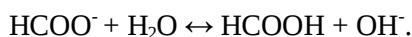
а) молекулярной



б) ионно-молекулярной



в) краткой ионно-молекулярной



$$K_{\text{дHCOOH}} = 1,77 \cdot 10^{-4}, K_{\text{дH}_2\text{O}} = 10^{-14}$$

$$K_h = \frac{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = \frac{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_d} = \frac{10^{-14}}{1,77 \cdot 10^{-4}} = 5,6 \cdot 10^{-11}$$

Степень гидролиза определяем по формуле:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_h}{C_{\text{HCOO}^-}}} \cdot 100 \% = \sqrt{\frac{5,7 \cdot 10^{-11}}{0,1}} \cdot 100 \% = 0,0024 \%$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot C_{\text{HCOO}^-}} = \sqrt{5,7 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 2,4 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 - 5,6 = 8,4$$

Пример 4.

Найти pH раствора борной кислоты с мольной долей 0,0025 ($d_{\text{р-р}} = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. 1. Пусть $n_1 + n_2 = 1$ моль, где индекс 1 относится к растворителю (т.е. к воде), а индекс 2 – к растворенному веществу, т.е. к H_3BO_3 . Тогда $x_2 = n_2 = 0,0025$ моль.

Получим количество вещества воды:

$$n_1 = 1 - n_2 = 1 - 0,0025 = 0,9975 \text{ моль.}$$

Учитывая что $M_1 = 18 \text{ г/моль}$, $M_2 = 62 \text{ г/моль}$, найдем массу H_2O :

$$m_1 = n_1 M_1 = 0,9975 \cdot 18 = 17,955 \text{ г.}$$

Найдем также массу H_3BO_3 :

$$m_2 = n_2 M_2 = 0,0025 \cdot 62 = 0,155 \text{ г.}$$

Масса раствора будет равна:

$$m_{\text{р-р}} = m_1 + m_2 = 0,155 + 17,955 = 18,11 \text{ г.}$$

2. Так как плотность раствора равна 1 г/см^3 , то его объем соответствует 18,11 мл, и молярная концентрация раствора равна:

$$C_M(\text{H}_3\text{BO}_3) = \frac{n_2}{V_{\text{р-р}}} = \frac{0,0025}{0,01811} = 0,138 \text{ моль/л.}$$

3. Диссоциация борной кислоты по первой ступени протекает по реакции: $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$, для которой константа диссоциации $K_{d1} = 7,1 \cdot 10^{-10}$. Вторая и третья ступени диссоциации борной кислоты не учитываются.

4. pH раствора борной кислоты вычисляем в соответствии с уравнением (5.3):

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{d1(\text{H}_3\text{BO}_3)} C_{M(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = \sqrt{7,1 \cdot 10^{-10} \cdot 0,138} = 9,9 \cdot 10^{-6};$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(9,9 \cdot 10^{-6}) = 5.$$

Ответ: pH раствора борной кислоты = 5.

Пример 5.

Найти молярную концентрацию раствора карбоната натрия, полученную при смешивании 600 мл 2,15% раствора (ρ (плотность раствора)=1,02 г/см³) и 200 мл 8,82% раствора (ρ (плотность раствора)=1,09 г/см³).

Кратко запишем условия задачи, обозначив параметры исходного раствора с индексом 1, добавляемого раствора с индексом 2.

Дано:

$$\omega_1 = 2,15 \%$$

$$\rho_1 = 1,02 \text{ г/мл}$$

$$V_{2 \text{ р-ра}} = 200 \text{ мл}$$

$$\rho_2 = 1,09 \text{ г/мл}$$

$$\omega_2 = 8,82\%$$

Найти: C молярную = ?

Решение:

Количество вещества карбоната натрия в каждом из смешиваемых растворов соответственно:

$$1) \quad n_{1(\text{карбонат натрия})} = m_1 / M_{\text{карбонат натрия}} = \omega_1 \rho_1 V_1 / 100 M_{\text{карбонат натрия}} = 2,15 \cdot 1,02 \cdot 600 / 100 \cdot 160 = 0,082 \text{ моль}$$

т. к. $m_{1\text{р-ра}} = V_1 \cdot \rho_1$,

$$2) \quad n_{2(\text{карбонат натрия})} = m_2 / M_{\text{карбонат натрия}} = \omega_2 \rho_2 V_2 / 100 M_{\text{карбонат натрия}} = 8,82 \cdot 1,09 \cdot 200 / 100 \cdot 160 = 0,12 \text{ моль}$$

Следовательно, молярная концентрация полученного раствора:

$$3) \quad C_M = (n_{1(\text{карбонат натрия})} + n_{2(\text{карбонат натрия})}) / V_1 + V_2 = (0,082 + 0,12) / (0,6 + 0,2) = 0,25 \text{ моль/л}$$

Ответ: C_M полученного раствора = 0,25 моль/л

Пример 6.

При соединении 5,6 г железа с серой образовалось 8,8 г сульфида железа. Найти эквивалентную массу железа $\mathcal{E}_{\text{Fe}}$ и его эквивалент, если известно, что эквивалентная масса серы равна 16,0 г/моль.

Решение:

Найдем массу серы сульфиде железа:

$$1. \quad 8,8 - 5,6 = 3,2 \text{ г серы.}$$

Запишем формулу закона эквивалентов применительно к железу и сере:

$$2. \quad m(\text{Fe}) / m(\text{S}) = \mathcal{E}(\text{Fe}) / \mathcal{E}(\text{S}), \text{ следовательно,}$$

$$5,6 / 3,2 = \mathcal{E}(\text{Fe}) / 16,0; \quad \text{эквивалентная масса железа } \mathcal{E}(\text{Fe}) = 28 \text{ г/моль.}$$

3. Поскольку молярную массу металла можно вычислить по формуле:

$$M(\text{Me}) = \mathcal{E}(\text{Me}) \cdot z(\text{Me}), \text{ где } z(\text{Me}) - \text{степень окисления металла, то, очевидно, что молярная}$$

масса железа равна 56 г/моль, и $\mathcal{E}(\text{Fe}) = 28 \text{ г/моль}$, следовательно, в 1 моле железа содержится 2 эквивалента. Таким образом, эквивалент железа равен $\frac{1}{2}$ моля.

Ответ: $\mathcal{E}(\text{Fe}) = 28 \text{ г/моль}$, эквивалент железа равен $\frac{1}{2}$ моля.

Пример 7.

Относительное понижение парциального давления пара над раствором тростникового сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) в воде составляет 2 %. Определить осмотическое давление этого раствора при температуре 47 °С. Плотность раствора – 1,15 г/см³. Определить изменение температуры плавления и кристаллизации, если $K_{\text{жб}} = 0,52 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}$, $K_{\text{кр}} = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}$, $\Delta_{\text{кип}} H_{\text{H}_2\text{O}} = 40 \text{ кДж/моль}$, $\Delta_{\text{пл}} H_{\text{H}_2\text{O}} = 6 \text{ кДж/моль}$, $V_1^0 = 18,16 \text{ мл}$.

Решение. Из закона Рауля $p_1 = p_1^0 x_1 = p_1^0 (1 - x_2)$ и $\frac{p_1^0 - p_1}{p_1^0} = \frac{\Delta p_1}{p_1^0} = x_2$ при $n_2 \ll n_1$ (где p_1 – давление насыщенного пара растворителя над раствором; p_1^0 – давление насыщенного пара над индивидуальным растворителем, x_1 , x_2 – мольные доли растворителя и растворенного вещества в растворе) следует, что мольная доля сахара в растворе составляет 0,02. По формуле $(\Delta_{\text{кип}} T = T_{\text{кип}} - T_{\text{кип}}^0 = K_{\text{жб}} C_m)$ определим повышение температуры кипения раствора:

$$\Delta_{\text{кип}} T = \frac{R(T_{\text{кип}}^0)^2}{\Delta_{\text{исп}} H^0} x_2 = \frac{8,31 \cdot 373^2}{40,02 \cdot 10^3} \cdot 0,02 = 0,58 \text{ К}.$$

По формуле ($\Delta_{\text{кр}} T = T_{\text{кр}}^0 - T_{\text{кр}} = K_{\text{кр}} C_m$) определим понижение температуры замерзания раствора:

$$\Delta_{\text{кр}} T = \frac{R(T_{\text{пл}}^0)^2}{\Delta_{\text{пл}} H_1^0} x_2 = \frac{8,31 \cdot 273^2}{6 \cdot 10^3} \cdot 0,02 = 2,06 \text{ К}.$$

Вычислим осмотическое давление по формуле ($\pi = C_M RT 10^3$):

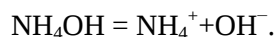
$$\pi = \frac{RT}{V_1^0} x_2 = \frac{8,31 \cdot 320}{18,16 \cdot 10^{-6}} \cdot 0,02 = 2929 \text{ кПа} = 2,93 \text{ МПа}.$$

Ответ: осмотическое давление раствора при температуре 47 °С = 2,93 МПа.

Пример 8.

Найти pH раствора гидроксида аммония, концентрацией 0,5 моль/л; $K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Диссоциация гидроксида аммония протекает по реакции:



В растворе присутствуют OH-группы, следовательно вычисляем $[\text{OH}^-]$ по уравнению:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} C_{M(\text{NH}_4\text{OH})}} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5} = 2,09 \cdot 10^{-3}.$$

Далее вычисляем pH:

$$\text{pH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg(2,09 \cdot 10^{-3}) = 11,32.$$

Пример 9.

Соединение состоит из калия, серы и кислорода, причём содержание калия (по массе) – 35,2%, а серы – 28,8%. Найти формулу вещества.

Решение: В соответствии с определением понятия «моль», соотношение числа атомов различных элементов в соединении равно соотношению количества молей этих элементов. Найдём данное соотношение. Обозначим процентное содержание элемента в веществе буквой ω . Пусть всего имеется 100 г вещества; тогда

$$m(\text{K}) = \omega(\text{K}) \cdot m(\text{в-ва}) / 100\% = 0,352 \cdot 100 = 35,2 \text{ г};$$

$$m(\text{S}) = \omega(\text{S}) \cdot m(\text{в-ва}) / 100\% = 0,288 \cdot 100 = 28,8 \text{ г}.$$

По разности найдём массу кислорода:

$$m(\text{O}) = m(\text{в-ва}) - m(\text{K}) - m(\text{S}) = 100 - 35,2 - 28,8 = 36,0 \text{ г}.$$

Далее рассчитаем количество молей данных элементов:

$$n(\text{K}) = m(\text{K}) / M(\text{K}) = 35,2 / 39,1 = 0,90 \text{ моль};$$

$$n(\text{S}) = m(\text{S}) / M(\text{S}) = 28,8 / 32,1 = 0,90 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}) = m(\text{O}) / M(\text{O}) = 36,0 / 16,0 = 2,25 \text{ моль}.$$

Таким образом,

$$n(\text{K}):n(\text{S}):n(\text{O}) = 0,90:0,90:2,25.$$

Чтобы перевести данное соотношение в целые числа, разделим каждое из этих чисел на минимальное из них, то есть на 0,90. Тогда

$$n(\text{K}):n(\text{S}):n(\text{O}) = 1:1:2,5.$$

Чтобы избавиться от дробного числа (2,5), умножим все рассчитанные коэффициенты на 2.

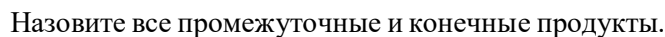
Окончательно получим:

$$n(\text{K}):n(\text{S}):n(\text{O}) = 2:2:5.$$

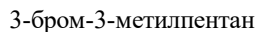
Следовательно, формула соединения – $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$.

Пример 10.

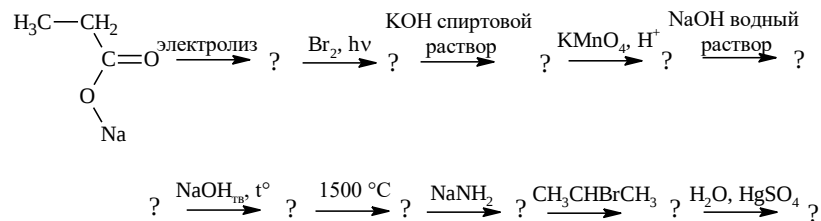
Заполните следующую схему превращений:



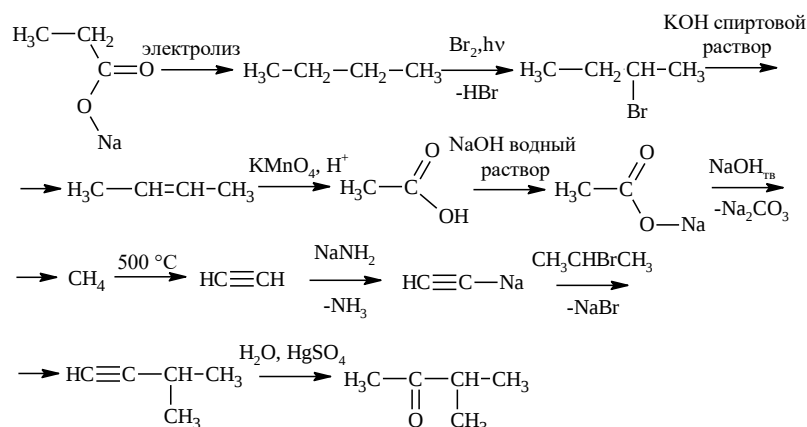
При бромировании 3-метилпентана легче будет замещаться водород у третичного атома углерода:


$$\begin{array}{ccc} \text{Br} & & \\ | & & \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 & \xrightarrow{\text{NaOH, спирт}} & \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \\ | & & | \\ \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 \\ & & \text{3-метил-2-пентен} \\ + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} & & \end{array}$$
$$\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2\text{CH}_3 & \xrightarrow{\text{O}_3} & \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\underset{\text{O}-\text{O}-\text{O}}{\text{CH}-\text{C}}}-\text{CH}_2\text{CH}_3 & \longrightarrow & & & \\ & & & & & & \\ \longrightarrow & \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\underset{\text{O}-\text{O}}{\text{HC}-\text{O}-\text{C}}}-\text{CH}_2\text{CH}_3 & \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} & \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}}{\text{C}}=\text{O} & + & & + \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{CH}_2\text{CH}_3 \\ \text{озонид} & & \text{ацетальдегид} & & & & \text{МЕТИЛЭТИЛКЕТОН} \end{array}$$

Осуществите следующие превращения:

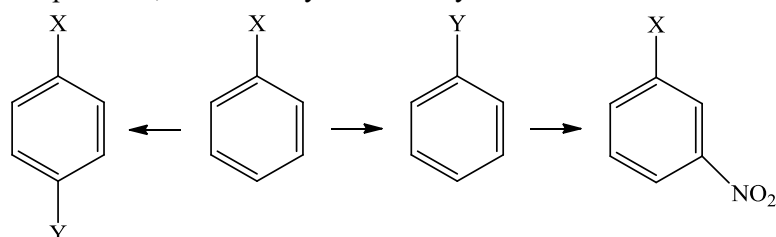


10



Пример 12.

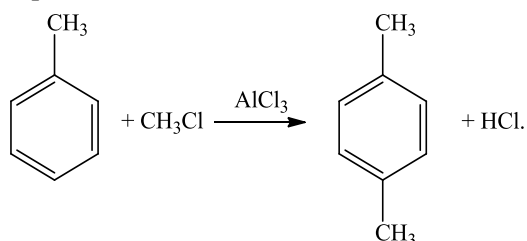
Напишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



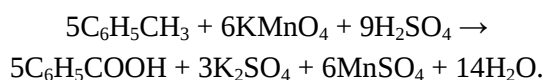
Определите функциональные группы X и Y. Укажите условия протекания всех реакций.

Решение. Из схемы видно, что группа X – ориентант первого рода, а Y – второго рода, причем X может быть превращена в Y. Если внимательно изучить очень небольшой список ориентантов первого и второго рода, то можно найти единственную пару заместителей, удовлетворяющих этим условиям: X – CH₃, Y – COOH.

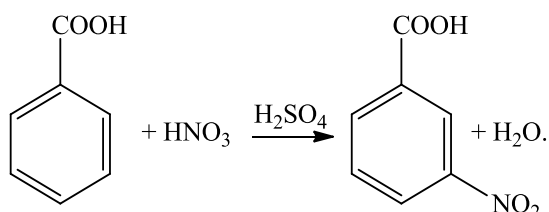
Толуол может быть превращен в *para*-ксилол по реакции Фриделя – Крафтса действием хлорметана в присутствии катализатора AlCl₃:



Метильная группа CH₃ может быть превращена в карбоксильную COOH под действием кислого раствора перманганата калия:



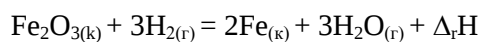
3-нитробензойная кислота образуется из бензойной кислоты под действием нитрующей смеси:



X – CH₃, Y – COOH.

Пример 13.

Восстановление Fe₂O₃ водородом протекает по уравнению



$$\Delta_r H_{298}^0 = +96,61 \text{ кДж.}$$

Возможна ли эта реакция в стандартных условиях? При какой температуре начинается восстановление Fe_2O_3 ?

Решение. Вычисляем $\Delta_r G_{298}^0$ реакции по уравнению

$$\Delta_r G_{298}^0 = \Delta_r H_{298}^0 - T \Delta_r S_{298}^0.$$

На основании абсолютных стандартных энтропий веществ (Приложение, табл. 1) находим изменение энтропии реакции в стандартных условиях:

$$\Delta_r S_{298}^0 = 3S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}, \text{r}) + 2S_{298}^0(\text{Fe}, \text{k}) - S_{298}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{k}) - 3S_{298}^0(\text{H}_2, \text{r}) = 3 \cdot 188,72 + 2 \cdot 27,15 - 87,45 - 3 \cdot 130,52 = 0,141 \text{ кДж/к}$$

$$\Delta_r G_{298}^0 = 96,61 - 298 \cdot 0,141 = 54,59 \text{ кДж.}$$

Ввиду того, что $\Delta_r G_{298}^0 > 0$ реакция невозможна в стандартных условиях. В этих условиях возможна обратная реакция – коррозия железа.

Найдем температуру, при которой $\Delta_r G_{298}^0 = 0$. В таком случае $\Delta_r H = T \cdot \Delta_r S$

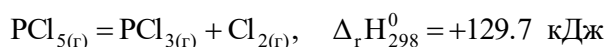
Откуда:

$$T = \frac{\Delta_r H}{\Delta_r S} = \frac{96,61}{0,141} = 685,2 \text{ К}$$

Следовательно, при температуре 685,2 К начнется реакция восстановления Fe_2O_3 . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

Пример 14.

Эндотермическая реакция разложения хлорида фосфора (V) протекает по уравнению



Как нужно изменить: температуру, давление и концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции?

Решение

- А) Ввиду того, что реакция эндотермическая ($\Delta_r H_{298}^0 > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;
- В) Так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуется две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно уменьшить давление;
- С) Смещение равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

Пример 15.

При взаимодействии 40 мл 2 М раствора HCl с таким же количеством 2 М раствора NaOH температура реакционной смеси увеличилась на 13,7 К. Вычислите тепловой эффект реакции, если удельная теплоемкость воды равна 4,18 Дж/(г·К).

Решение:

$\Delta t = 13,7 \text{ К}$; $V(\text{HCl}) = V(\text{NaOH}) = 40 \text{ мл} = 0,04 \text{ л}$; $C_M(\text{HCl}) = C_M(\text{NaOH}) = 2 \text{ М}$; $C(\text{H}_2\text{O}) = 4,18 \text{ Дж/(г·К)}$; $\Delta H^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = -285,83 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ \text{OH}^- = -229,94 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^\circ_T = ?$

Уравнение реакции имеет вид: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (молярная форма);

$\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ (ионно-молекулярная форма);

$\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ (сокращенная ионно-молекулярная форма).

Из молекулярного уравнения реакции следует, что исходные вещества и продукты реакции взаимодействуют в одинаковых эквивалентных отношениях, $C_M(\text{HCl}) = C_M(\text{NaOH})$.

1. Рассчитаем количество моль HCl и NaOH , получим: $C_M \text{ исх.}(\text{HCl}) = C_M \text{ исх.}(\text{NaOH}) = [V(\text{HCl}) \cdot C_M(\text{HCl})]/1000 = (40 \cdot 2)/1000 = 0,08 \text{ моль}$.

2. Находим стандартный тепловой эффект реакции нейтрализации в виде изменения энтальпии по известным теплотам образования по формуле: $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^\circ_{(\text{прод.})} - \sum \Delta H^\circ_{(\text{исходн.})}$. $\Delta H^\circ = \Delta H^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} -$

$\Delta H^\circ_{\text{OH}^-} = (-285,83) - (-229,94) = 55,89 \text{ кДж} \approx -55,9 \text{ кДж}$. ΔH° любой реакции нейтрализации равен 55,9 кДж/моль.

3. Рассчитаем $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$ при концентрации 0,08 моль, получим: $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = \Delta H^\circ_{\text{С}_{\text{Мисх.}}} = 55,9 \text{ кДж/моль} \cdot 0,08 = -4,472 \text{ кДж} = -4472 \text{ Дж}$.

4. Вычислим тепловой эффект реакции нейтрализации гидроксида натрия соляной кислотой при изменении температуры на 13,7 К по формуле: $\Delta H^\circ_{\text{Т}} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}} + \Delta C_p \cdot \Delta T$, где $\Delta H^\circ_{\text{Т}}$ - тепловой эффект реакции при изменении температуры; $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$ - тепловой эффект реакции при стандартных условиях; ΔC_p - изменение удельной теплоемкости веществ в реакции; ΔT - изменение температуры реакции. Тогда $\Delta H^\circ_{\text{Т}} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}} + \Delta C_p \cdot \Delta t = -4472 \text{ Дж} + (4,18 \cdot 13,7 \text{ К}) = -4414,734 \text{ Дж} = -4,414734 \text{ кДж} \approx -4,415 \text{ кДж}$.

Пример 16.

Вычислить молекулярную массу камфоры, если раствор 0,552 г ее в 17 г эфира кипит при температуре на 0,461 К выше, чем чистый эфир. $K_{\text{эб}}$ эфира равна 2,16 К·кг/моль.

Решение

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} \cdot C_m,$$

$$C_m = m_B \cdot 1000 / M_B \cdot m_A,$$

$$M = K_{\text{эб}} \cdot 1000 \cdot m_B / \Delta T_{\text{кип}} \cdot m_A = 2,16 \cdot 1000 \cdot 0,552 / 0,461 \cdot 17 = 155,14 \text{ (г/моль)}.$$

Пример 17.

Определить концентрации HCO_3^- и CO_3^{2-} в 0,01 М растворе угольной кислоты, если рН этого раствора равен 4,18. $K_{\text{д.1}} = 4,45 \cdot 10^{-7}$

Решение. 1. Найдем концентрацию ионов водорода в растворе:

$$\lg[\text{H}^+] = -4,18; [\text{H}^+] = 6,61 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

2. Запишем выражение для константы диссоциации угольной кислоты по I ступени:

$$K_{\text{д.1}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,45 \cdot 10^{-7}$$

3. Подставим значения $[\text{H}^+]$ и $[\text{H}_2\text{CO}_3]$, находим:

$$[\text{HCO}_3^-] = 4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-2} / (6,61 \cdot 10^{-5}) = 6,73 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

4. Аналогично записываем выражение для $K_{\text{д}}$ кислоты по II ступени и находим значение $[\text{CO}_3^{2-}]$:

$$K_{\text{д.2}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,69 \cdot 10^{-11}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,69 \cdot 10^{-11} \cdot 10^{-5} / (6,61 \cdot 10^{-5}) = 4,8 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Ответ: $[\text{HCO}_3^-] = 6,73 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$, $[\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$.

Пример 18.

Найти моляльность, нормальность и молярность 15% раствора H_2SO_4 , ρ - плотность раствора равна 1,10 г/мл.

Решение:

Найдем массу серной кислоты, приходящуюся на 1000 г воды:

$$1) m_{\text{серной кислоты}} = \omega \cdot 1000 / 85 = 176,5 \text{ г}$$

2) Молярная масса серной кислоты равна 98 г/моль; следовательно, молярная концентрация кислоты (C_m) = $176,5 / 98 = 1,80 \text{ моль/кг}$.

3) Масса раствора серной кислоты:

$$m_{\text{р-ра}} = 1000 \cdot 1,1 = 1100 \text{ г}$$

4) Масса серной кислоты, содержащаяся в 1000 мл:

$$m_{\text{кислоты}} = 1100 \cdot 15/100 = 165 \text{ г}$$

5) Эквивалентная масса серной кислоты равна 49 г/моль. Следовательно, нормальная (C_N) и (C_M)- молярная концентрации равны:

$$C_N = 165/49 = 3,37 \text{ N и } C_M = 165/98 = 1,68 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C_M = 1,68 \text{ моль/л}$, $C_N = 3,37 \text{ N}$, $C_m = 1,80 \text{ моль/кг}$.

Пример 19.

В 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислить массовую долю кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II) в растворе.

Решение:

1. Масса полученного раствора составляет 300 г.

2. Массовую долю кристаллогидрата можно вычислить следующим образом:

$$\begin{array}{ll} 300 \text{ г раствора} & - 100\% \\ 50 \text{ г кристаллогидрата} & - x \%, \text{ следовательно:} \end{array}$$

$$x = 50 \cdot 100/300 = 16,7 \%$$

3. Вычислим массу безводной соли в 50 г кристаллогидрата.

Молярная масса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ равна
278 г/моль, а молярная масса FeSO_4 составляет 152 г/моль.

$$\begin{array}{l} 278 \text{ г/моль} - 50 \text{ г} \\ 152 \text{ г/моль} - x \text{ г} \end{array}$$

Следовательно, содержание FeSO_4 в 50 г кристаллогидрата составляет 27,4 г.

Отсюда, массовая доля FeSO_4 в 300 г раствора равна:

$$\omega = 27,4 \cdot 100/300 = 9,1 \%$$

Ответ: Массовая доля кристаллогидрата - 16,7 %, $\omega \text{ FeSO}_4 = 9,1 \%$.

Пример 20.

Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются кадмиевая и цинковая пластинки, опущенные в соответствующие растворы электролитов с концентрацией $\text{ZnSO}_4 - 0,01 \text{ моль/л}$ и $\text{CdSO}_4 - 1 \text{ моль/л}$. Напишите электронные уравнения электродных процессов и суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции. Вычислите ЭДС гальванического элемента. $T = 298 \text{ K}$

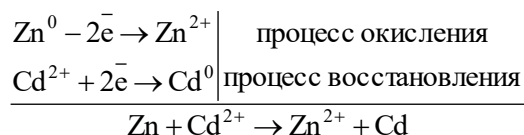
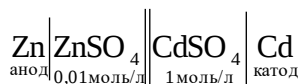
Решение:

$$E^0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,403 \text{ В}$$

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,763 \text{ В}$$

Так как стандартный потенциал цинка меньше стандартного потенциала кадмия, цинк окисляется и в гальваническом элементе цинковая пластина является анодом, а ионы кадмия из раствора восстанавливаются, следовательно, кадмиевая пластина является катодом.

Схема гальванического элемента записывается следующим образом:



Э.Д.С. гальванического элемента

$$\Delta E = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}$$

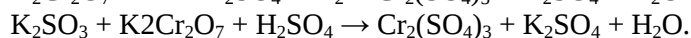
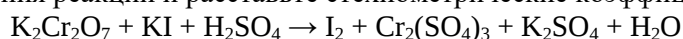
$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,763 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,822 \text{ В}$$

$$E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,403 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,403 \text{ В}$$

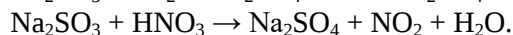
$$\Delta E = -0,403 + 0,822 = 0,419 \text{ В}$$

Задачи для самостоятельной работы

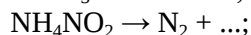
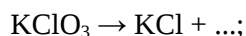
1. Зная степени окисления хрома, йода и серы в соединениях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI и H_2SO_3 , определите, какое из них, за счет атомов этих элементов, является окислителем, какое восстановителем и какое проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Напишите электронные уравнения реакции и расставьте стехиометрические коэффициенты:



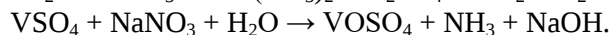
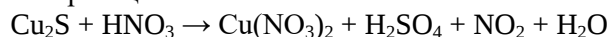
2. Почему сернистая кислота способна проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Напишите электронные уравнения реакции и расставьте стехиометрические коэффициенты:



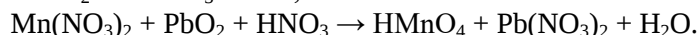
3. Какие реакции называют реакциями внутримолекулярного окисления-восстановления? Напишите электронные уравнения реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты, обозначив окислитель и восстановитель в каждой из них:



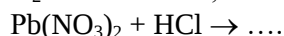
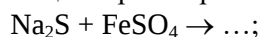
4. Какие из ионов металлов могут проявлять восстановительные свойства: Sn^{4+} , V^{2+} , Mn^{4+} , In^{3+} ? Почему? На основании электронных уравнений расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций:



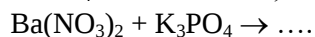
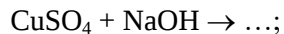
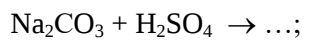
5. Какие из ионов: SO_3^{2-} , NH_4^+ , Cl^- , ClO_2^- , NO_3^- , за счет атомов S, N и Cl, могут проявлять окислительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций:



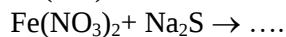
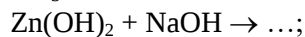
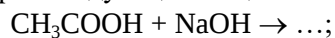
6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные (полное и краткое) уравнения реакций, протекающих в растворах при взаимодействии следующих веществ:



7. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные (полное и краткое) уравнения реакций, протекающих в растворах при взаимодействии следующих веществ:



8. В молекулярной и ионно-молекулярной форме запишите уравнения реакций, протекающих в растворах следующих веществ:



9. Почему растворы NaF и Na₂S имеют щелочную, а растворы ZnSO₄ и NH₄NO₃ кислотную реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

10. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: FeCl₂ или FeCl₃, MgCl₂ или ZnCl₂, NaCN или CH₃COONa? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей?

11. Вычислите константу диссоциации BeOH⁺ = Be²⁺ + OH⁻ исходя из того, что pH 2·10⁻² М раствора BeCl₂ составляет 4,2.

12. Вычислить константу гидролиза ортофосфата калия. Каков pH в 2,4 М растворе Na₃PO₄? Определить степень гидролиза.

13. Вычислить pH 0,01 н. раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.

14. Вычислить pH следующих растворов слабых электролитов: а) 0,02 М NH₄OH; б) 0,1 М HCN; в) 0,05 н. HCOOH; г) 0,01 М CH₃COOH.

15. Какую массу раствора сульфата металла MnSO₄ с массовой долей сульфата, равной 15 % [MnSO₄], можно приготовить из 300 грамм кристаллогидрата данного металла MnSO₄·5H₂O?

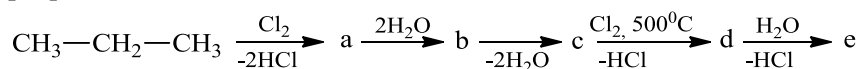
16. Имеется раствор уксусной кислоты с массовой долей, равной 18 %, и плотностью 1,024 г/см³. Определите какова молярность, нормальность и моляльность данного раствора?

17. Сколько грамм раствора HNO₃ с массовой долей 32% следует добавить к раствору этого же вещества массой 600 грамм с массовой долей 80% для того, чтобы получить раствор с массовой долей, равной 64%?

18. Из ацетиленов было получено вещество состава C₄H₄. При взаимодействии с аммиачным раствором оксида серебра оно давало C₄H₃Ag, при гидрировании - бутан, при гидрохлорировании одним молекулом HCl - C₄H₅Cl, полимеризующееся в (-C₄H₅Cl)_n. Определите строение углеводорода. Напишите реакции его получения и всех превращений.

19. Вещество состава C₁₀H₁₈ не дает осадка при взаимодействии с аммиачным раствором оксида серебра и хлорида одновалентной меди. При частичном гидрировании на неактивном платиновом катализаторе из него получается продукт C₁₀H₂₀, который при озонлизе дает метилэтилуксусный альдегид. Определите строение углеводорода, дайте ему название. Напишите все реакции.

20. Предложите формулы веществ и уравнения химических реакций в представленной ниже схеме превращений:



21. Напишите схемы реакций ступенчатого гидрирования углеводородов: а) 3-метил-1-бутина; б) 2,5-диметил-3-гексина. Назовите образующиеся углеводороды.

22. При проведении озонирования вещества 1 установлено, что оно состоит из соединений 2 и 3. Соединение 2 выделили экспериментальным путем, подвергли окислению и установили, что это этановая кислота. Исследование соединения 3 показало, что при окислении оно образует этановую кислоту и кислоту с молекулярной массой 102 и является кетоном, не содержащим фрагмент CH₃CO. Определите формулы веществ.

23. Укажите, как с помощью трехстадийного синтеза можно получить 2-бром-4-нитробензойную кислоту по следующей схеме:



Напишите уравнения реакций, назовите промежуточные соединения.

24. Перед экспериментатором поставлена задача установить строение вещества А с молекулярной формулой C₁₀H₁₀O₂. Экспериментатор провел испытания этого соединения аммиачным раствором оксида серебра и установил, что вещество продемонстрировало положительную пробу с этим реактивом. При попытке восстановить соединение он обнаружил, что оно восстановилось до

углеводорода $C_{10}H_{14}$. Полученный углеводород экспериментатор сначала пробромировал в присутствии кислоты Льюиса и получил только одно монобромпроизводное, а затем окислил в жестких условиях и получил паракарбоксибензойную кислоту. Установите строение вещества А. Ответ иллюстрируйте химическими уравнениями.

25. Определите строение алкена, при озонировании которого с последующим восстановлением озонида (Zn пыль в уксусной кислоте) образуется смесь 2-бутанона и 2-метилпропаналя. Напишите соответствующие уравнения реакций. Для *Z*-изомера данного алкена напишите уравнения реакций:

а) с Br_2 в CCl_4 ;

б) с водным раствором $KMnO_4$ в нейтральной среде при охлаждении.

26. Напишите структурные формулы углеводородов: а) 3,4-диметил-3-гексена; б) 2-метил-3-этил-2-пентена; в) 2,5-диметил-3-гексена; г) 2,5-диметил-2-гексена; д) 2,3-диметил-1-пентена. Укажите углеводороды, для которых возможна геометрическая изомерия. Напишите формулы соответствующих геометрических изомеров и назовите их. Укажите, чем различается строение таких изомеров. Объясните, почему для некоторых из приведенных соединений геометрическая изомерия невозможна.

27. Напишите схемы реакций и укажите условия гидрирования следующих углеводородов: а) 2-метил-2-пентена; б) 2,4-диметил-2-пентена; в) 2,4-диметил-3-гексена. Назовите образующиеся углеводороды.

28. Заводское производство фенилацетилена предполагает использование в качестве сырья бензола и этилена. Предложите химическое решение получения этого соединения.

Составители:

доц. А.А. Кужаева, доц. О.Л. Лобачева