

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

ИМПЕРАТРИЦЫ ЕКАТЕРИНЫ II»



ОЛИМПИАДА ШКОЛЬНИКОВ «ГРАНИТ НАУКИ»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ
К ОТБОРОЧНОМУ ТУРУ ОЛИМПИАДЫ**

2025/2026

ХИМИЯ

9 класс

Х И М И Я

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

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

Общая химия;

Неорганическая 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.

Первый блок содержит тестовые задания с выбором одного правильного ответа, второй и 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 30 заданий: 15 задач из первого блока заданий (1 балл за 1 правильно выполненное задание); 10 задач из второго блока заданий (3 балла за 1 правильно выполненное задание); 5 задач из третьего блока заданий (11 баллов за 1 правильно выполненное задание).

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.

ПРИМЕРЫ ЗАДАЧ И ИХ РЕШЕНИЙ

Пример 1.

Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты, закончить реакцию и уравнять её, пользуясь методом электронного баланса или методом полуреакций. Реакцию представить в молекулярной и, для реакции, протекающей в растворе, сокращенной ионной форме



Решение:

Кислая среда

1. Записать схему реакции. Определить молекулы или ионы, которые участвуют в процессе окисления и восстановления.

2. Записать в ионном виде полуреакции окисления и восстановления. Слабые электролиты, твердые и газообразные вещества записываются в молекулярном виде.

3. На основании закона сохранения массы и энергии при составлении уравнений полуреакций следует соблюдать баланс веществ и баланс зарядов.

Для уравнивания числа атомов кислорода в ту часть полуреакции, где он в избытке, добавляют столько катионов водорода H^+ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовались молекулы H_2O . В противоположную часть добавляют молекулы H_2O .

Уравнивать кислород, затем водород, затем уравнивают электроны.

4. Балансируют (уравнивают) число отданных и принятых электронов ($\bar{e}$) в полуреакциях.

5. Суммируют сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывая предварительно умножить множитель на коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат – суммарное ионное уравнение.

6. Подчеркивают и сокращают одинаковые ионы и молекулы.

7. Добавляют недостающие катионы или анионы. Количество добавляемых ионов в левую и правую части ионного уравнения должно быть одинаковым. Результат – молекулярное уравнение.

Пример:

	Схема уравнения	$\text{Ni} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
	1-я полуреакция	$\text{Ni}^0 - 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+}$
	2-я полуреакция	$\text{NO}_3^- + 3\bar{e} + 4\text{H}^+ = \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
	Суммарное ионное уравнение	$3\text{Ni}^0 + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ = 3\text{Ni}^{2+} + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
	Добавляемые ионы	H^+
	Итоговое молекулярное уравнение	$3\text{Ni}^0 + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

Пример 2.

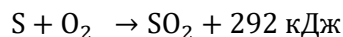
Вычислить эквивалентную массу сульфата алюминия.

$$\begin{aligned}
 & \text{Al}_2\text{SO}_4 \\
 M_{\text{Al}_2\text{SO}_4} &= 27 \times 2 + (32 + 64) \times 3 = 342 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \\
 Z_{\text{Al}_2\text{SO}_4} &= 2 \times 3 = 6 \\
 \vartheta_{\text{Al}_2\text{SO}_4} &= \frac{M_{\text{Al}_2\text{SO}_4}}{Z_{\text{Al}_2\text{SO}_4}} = \frac{342}{6} = 57 \frac{\text{г}}{\text{моль}}
 \end{aligned}$$

Пример 3.

В результате реакции горения серы выделяется 292 кДж тепла.

Определить сколько выделится тепловой энергии при вступлении в реакцию 100 г серы.



Из реакции видно, что при сгорании 1 моля серы выделяется 292 кДж тепла.

Следовательно, нужно найти количество молей серы.

Молярная масса серы $M_S = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

$$n_{(S)} = \frac{m_S}{M_S} = \frac{100}{32} = 3.125 \text{ моль}$$

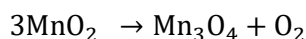
$$Q_S = 3.125 \times 292 = 912.5 \text{ кДж}$$

Пример 4.

Оксид марганца (IV) при прокаливании теряет кислород, образуя Mn_3O_4 . Какую массу оксид марганца (IV) должен взять лаборант что бы при его прокаливании образовалось 100 л кислорода измеренных при температуре 25°C и давлении 740 мм.рт.ст?

Решение:

Запишем уравнение реакции разложения:



Из которого следует, что 3 моль MnO_2 дают 1 моль кислорода.

Найдем количество вещества O_2 :

$$P = 98658.6 \text{ Па}$$

$$T = 298 \text{ К}$$

$$V = 0.1 \text{ м}^3$$

$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{98658,6 \times 0,1}{8,314 \times 298} = 3.98 \text{ моль}$$

Зная количества вещества O_2 найдем количество вещества MnO_2 :

$$n_{MnO_2} = 3n_{O_2} = 3 \times 3.98 = 11.946 \text{ моль}$$

Следовательно масса MnO_2 будет равна

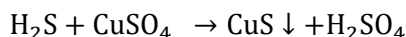
$$m_{MnO_2} = n_{MnO_2} \times M_{MnO_2} = 11.946 \times 87 = 1039.4 \text{ г}$$

Пример 5.

При пропускании сероводорода объемом 5.6 л (н.у.) через избыток раствора сульфата меди (II) образовался осадок. Определить продукты реакции и их массу.

Решение:

Запишем уравнение реакции



Реакция прекращается после превращения всего сероводорода в соль.

Найдем количество вещества H_2S

$$n_{H_2S} = \frac{V_{H_2S}}{V_m} = \frac{5.6}{22.4} = 0.25 \text{ моль}$$

По реакции количество сероводорода соответствует количеству сульфида меди (II) и количеству серной кислоты найдем их массы.

$$M_{CuS} = 63.5 + 32 = 95.5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$m_{CuS} = 0.25 \times 95.5 = 23.875 \text{ г}$$

$$M_{H_2SO_4} = 2 + 32 + 4 \times 16 = 98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$m_{H_2SO_4} = 0.25 \times 98 = 24.5 \text{ г}$$

Пример 6.

Лаборант нашел ампулу со смесью газов объемом 500 мл надпись на ней гласила что там содержатся 200 мл этилена под давлением 83.95 кПа и 150 мл метана под давлением 95.94 кПа, температура в помещении составляла 25°C. Найдите общее давление в ампуле.

Решение:

Если в газовой смеси нет взаимодействия, то общее давление газовой смеси $P_{\text{общ}}$ равно сумме парциальных давлений газов входящих в эту смесь

$$P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Определяем парциальное давление каждого из газов:

$$P_{i_{C_2H_4}} = P_{C_2H_4} \times \varphi_{C_2H_4} = P_{C_2H_4} \times \frac{V_{C_2H_4}}{V_{\text{амп}}} = 83.95 \times \frac{0.2}{0.5} = 33.58 \text{ кПа}$$

$$P_{i_{CH_4}} = P_{CH_4} \times \varphi_{CH_4} = P_{CH_4} \times \frac{V_{CH_4}}{V_{\text{амп}}} = 95.94 \times \frac{0.15}{0.5} = 28.78 \text{ кПа}$$

Общее давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений газов:

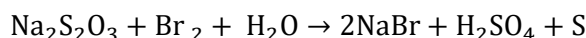
$$P_{\text{общ}} = P_{i_{CH_4}} + P_{i_{C_2H_4}} = 33.58 + 28.78 = 62.36 \text{ кПа}$$

Пример 7.

При титровании 10 мл бромной воды тиосульфатом натрия, понадобилось 20 мл раствора $Na_2S_2O_3$ с концентрацией 100 г/л для полной обесцвечивания раствора. При этом наблюдали образование элементарной серы. Рассчитать молярную концентрацию Br_2 в бромной воде (моль/л)

Решение:

Запишем уравнение реакции



Найдем количество вещества $Na_2S_2O_3$

$$m_{Na_2S_2O_3} = V_{Na_2S_2O_3} \times C_{Na_2S_2O_3} = 100 \times 0.02 = 2 \text{ г}$$

$$n_{Na_2S_2O_3} = \frac{m_{Na_2S_2O_3}}{M_{Na_2S_2O_3}} = \frac{2}{158} = 0.01266 \text{ моль}$$

По реакции количество тиосульфата соответствует количеству брома

$$n_{Na_2S_2O_3} = n_{Br_2} = 0.01266 \text{ моль}$$

Найдем концентрацию Br_2 в бромной воде (моль/л)

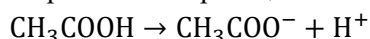
$$C = \frac{0.01266}{0.01} = 1.266 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Пример 8.

Найти pH раствора уксусной кислоты, концентрацией $C = 0.5 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, константа диссоциации $K_d = 1.75 \times 10^{-5}$.

Решение:

Диссоциация уксусной кислоты протекает по реакции:



вычисляем $[H^+]$ по уравнению:

$$[H^+] = \sqrt{K_d C} = \sqrt{1.75 \times 10^{-5} \times 0.5} = 2.09 \times 10^{-3}$$

Далее вычисляем pH:

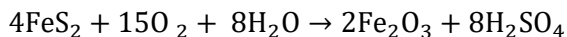
$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(2.09 \times 10^{-3}) = 2.68$$

Пример 9.

Сколько серной кислоты можно получить из 1000 кг пирита? Массу полученной серной кислоты указать в тоннах.

Решение:

Запишем уравнение реакции



$$M_{\text{FeS}_2} = 56 + 32 \times 2 = 120 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 + 32 + 64 = 98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$n_{\text{FeS}_2} = \frac{m_{\text{FeS}_2}}{M_{\text{FeS}_2}} = \frac{1000000}{120} = 8333.4 \text{ моль}$$

По реакции количество серной кислоты в два раза больше чем количество пирита
Следовательно

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 n_{\text{FeS}_2} = 8333.4 \times 2 = 16666.8 \text{ моль}$$

Находим массу серной кислоты

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 16666.8 \times 98 = 1633346.4 \text{ г} = 1.63 \text{ т}$$

Пример 10.

Сколько нужно взвесить в граммах моноклинного кристаллогидрата карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$, что бы приготовить 2 литра раствора содержащего по массе 10% безводного карбоната натрия. Плотность раствора $\rho_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} = 1.1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

Решение:

Найдем массу раствора

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} = V_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} \times \rho_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} = 2000 \times 1.1 = 2200 \text{ г}$$

Найдем массу безводного карбоната натрия в растворе

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = m_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} \times \frac{\omega}{100} = 2200 \times \frac{10}{100} = 220 \text{ г}$$

Найдем молярную массу безводного карбоната натрия

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Найдем число моль безводного карбоната натрия

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} = \frac{220}{106} = 2.07 \text{ г}$$

Найдем молярную массу кристаллогидрата

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}} = 286 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Найдем молярную массу кристаллогидрата карбоната натрия

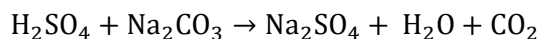
$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \times M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}} = 2.07 \times 286 = 592.02 \text{ г}$$

Пример 11.

При действии избытка серной кислоты на раствор карбоната натрия (1л) и плотностью $\rho_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} = 1.1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$ выделился газ, занимающий при н.у. объем 37 л. Определить массовую долю карбоната натрия в исходном растворе.

Решение:

Запишем уравнение реакции



Найдем количество вещества CO_2

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} = \frac{37}{22.4} = 1.65 \text{ моль}$$

По реакции видно что количество CO_2 равно количеству Na_2CO_3

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1.65 \text{ моль}$$

Найдем молярную массу карбоната натрия

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Найдем массу карбоната натрия

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \times M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1.65 \times 106 = 174.9 \text{ г}$$

Найдем массу раствора

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} = V_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} \times \rho_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})} = 1000 \times 1.1 = 1100 \text{ г}$$

Найдем массовую долю

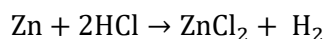
$$\omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{р-р})}} \times 100 = \frac{174.9}{1100} = 15.9\%$$

Пример 12.

Латунную пластинку массой 15 г с содержанием цинка 45% поместили в раствор соляной кислоты. Какой минимальный объем раствора соляной кислоты с массовой долей 20% и плотностью $\rho_{20\% \text{HCl}} = 1.1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$ понадобится для полного растворения цинка.

Решение:

Запишем уравнение реакции



Найдем массу Zn

$$m_{\text{Zn}} = m_{\text{сплава}} \times \frac{\omega}{100} = 15 \times \frac{45}{100} = 6.75 \text{ г}$$

Найдем количество вещества Zn

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{6.75}{65.4} = 0.103 \text{ моль}$$

По реакции видно что количество Zn равно количеству HCl в соотношении 1 к 2, следовательно

$$n_{\text{HCl}} = 2 \times 0.103 = 0.206 \text{ моль}$$

Найдем массу соляной кислоты чистой

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times M_{\text{HCl}} = 0.206 \times 36.5 = 7.52 \text{ г}$$

Найдем объем раствора

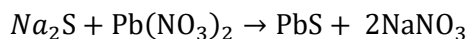
$$V_{\text{HCl}(\text{р-р})} = \frac{m_{\text{HCl}} \times 100}{20 \times \rho_{20\% \text{HCl}}} = \frac{7.52 \times 100}{20 \times 1.1} = 34.2 \text{ мл}$$

Пример 13.

Какой объем 10%-ного раствора сульфида натрия, плотностью $\rho_{10\% \text{Na}_2\text{S}} = 1.09 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$, потребуется для полного осаждения ионов свинца из 60 мл 0.1 М раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Решение:

Запишем уравнение реакции



Найдем количество вещества $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = C_M \times V = 0.1 \times 0.06 = 0.006 \text{ моль}$$

По реакции количество $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ равно количеству Na_2S

$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = n_{\text{Na}_2\text{S}} = 0.006 \text{ моль}$$

Найдем массу Na_2S

$$M_{\text{Na}_2\text{S}} = 78 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{S}} = M_{\text{Na}_2\text{S}} \times n_{\text{Na}_2\text{S}} = 0.006 \times 78 = 0.468 \text{ г}$$

Найдем объем раствора

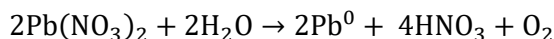
$$V_{\text{Na}_2\text{S (p-p)}} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{S}} \times 100}{\omega \times \rho_{10\% \text{Na}_2\text{S}}} = \frac{0.468 \times 100}{10 \times 1.09} = 4.3 \text{ мл}$$

Пример 14.

Какой объем кислорода (у.н.) получается при электролизе 15% водного раствора нитрата свинца (II) массой 60 г?

Решение:

Запишем уравнение реакции



Найдем молярную массу $M_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}$

$$M_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 331 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Найдем массу $m_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}$

$$m_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = m_{\text{p-p}} \times \frac{\omega}{100} = 60 \times 0.15 = 9 \text{ г}$$

Найдем количество вещества $n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}$

$$n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = \frac{9}{331} = 0.0272 \text{ моль}$$

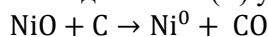
Из реакции видно, что из 2 молей $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ получается 1 моль O_2

$$n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2}}{2} = \frac{0.0272}{2} = 0.0136 \text{ моль}$$

$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times V_m = 0.0136 \times 22.4 = 0.304 \text{ л} = 304 \text{ мл}$$

Пример 15.

Никель получают восстановлением оксида никеля (II) углеродом по реакции



Какую массу угля с массовой долей 92% надо взять для получения никеля массой 354 г, учтите, что для реакции нужен двукратный избыток углерода?

Решение:

Найдем молярную массу никеля

$$M_{\text{Ni}} = 59 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Найдем массу n_{Ni}

$$n_{\text{Ni}} = \frac{m_{\text{Ni}}}{M_{\text{Ni}}} = \frac{354}{59} = 6 \text{ моль}$$

Из реакции следует что количество вещества никеля равно количеству вещества углерода

$$n_{\text{C}} = n_{\text{Ni}} = 6 \text{ моль}$$

Найдем массу углерода

$$m_{\text{C}} = n_{\text{C}} \times M_{\text{C}} = 6 \times 12 = 72 \text{ г}$$

Учитывая двукратный избыток угля получаем:

$$m_{\text{C}'} = 2 \times m_{\text{C}} = 2 \times 72 = 144 \text{ г}$$

Найдем массу угля с массовой долей 92%

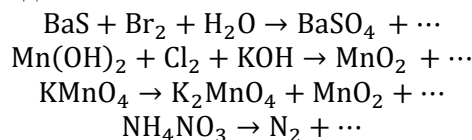
$$m_{\text{C}^{\text{угля}}} = \frac{m_{\text{C}'} \times 100}{\omega} = \frac{72 \times 100}{92} = 156.5 \text{ г}$$

Задачи для самостоятельной работы

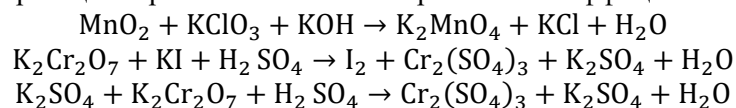
1. Бромоводородную кислоту можно получить по схеме: $\text{BaS} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{HBr}$
Напишите уравнение этой реакции. Вычислите массы сульфида бария и брома, необходимые для получения 1 кг 30%-й HBr , ($\rho = 1.275 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$).

2. Йодоводородную кислоту получают гидролизом йодида фосфора (III). Вычислите массу PI_3 , необходимую для получения 100 кг 50% -й HI ($\rho = 1.56 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$).

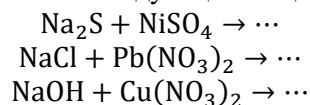
3. Какие реакции называют реакциями внутримолекулярного окисления-восстановления? Напишите электронные уравнения реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты, обозначив окислитель и восстановитель в каждой из них:



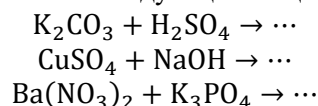
4. Зная степени окисления элементов в соединениях MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI , H_2SO_3 , KOH определите, какое из них, за счет атомов этих элементов, является окислителем, какое восстановителем и какое проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Напишите электронные уравнения реакции и расставьте стехиометрические коэффициенты:



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



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



7. Почему растворы NaF и Na_2S имеют щелочную, а растворы ZnSO_4 и NH_4NO_3 кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

8. 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 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей?

9. К 30 л раствора фосфорной кислоты концентрацией 5% и плотностью $\rho = 1.02 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$ прибавили 4 л фосфата натрия концентрацией 7 г/л. Рассчитать молярную концентрацию фосфат-иона в полученном растворе.

11. 20 г сплава меди с цинком обработали соляной кислотой. При этом выделилось 1040 мл водорода, измеренных при температуре 33°C и давлении 752 мм.рт.ст. Определить состав сплава и выразить его в массовых и мольных долях.

12. Какой объем раствора серной кислоты (концентрация 20%, $\rho = 1.04 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$) потребуется для приготовления 2 л раствора концентрацией 0,4 н.

13. Какую массу раствора сульфата цинка ZnSO_4 с массовой долей 8%, можно приготовить из 150 г кристаллогидрата данного металла $\text{ZnSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$?

14. Из 2 г нитрата неизвестного металла при действии избытка карбоната натрия выпало в осадок 1,51 г карбоната металла. Определить эквивалентную массу металла и сам металл.

15. Имеется раствор уксусной кислоты с массовой долей, равной 15%, ($\rho = 1.02 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$). Определите какова молярность, нормальность и моляльность данного раствора?