

Министерство образования и науки Российской Федерации

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования

«Национальный минерально-сырьевой университет «Горный»

ХИМИЯ

*Методические указания для подготовки к
олимпиаде «Гранит науки»*

Санкт-Петербург, 2015

X И М И Я

Олимпиада «Гранит науки» по химии проводится в письменной форме в два этапа: отборочный (заочный) и заключительный (очный).

Типовые варианты дают представление об уровне требований к проведению очного и заочного туров олимпиады.

Каждый вариант содержит десять заданий.

Задания в варианте разной сложности, что следует учитывать при решении, так как оценка каждого задания зависит от уровня его сложности.

В целом материал не выходит за рамки программы средней общеобразовательной школы.

Часть примеров приведена с решениями и указаниями, к остальным даны ответы. Все указания надо изучить внимательно, поскольку они носят общий характер и их надо учитывать при решении задач.

Х И М И Я

Основное внимание на олимпиаде по химии будет обращено на понимание сути явлений, умение пользоваться периодической системой элементов и связывать химические свойства элементов и их соединений с положением в периодической таблице. Необходимо знать современную номенклатуру, принципы классификации неорганических и органических соединений, основные понятия и законы химии, свойства элементов и их соединений, уметь производить расчеты, связанные с использованием массовых долей и молярной концентрации, а также расчеты по уравнениям химических реакций и формулам химических соединений.

Работа выполняется письменно. Все необходимые вспомогательные материалы: периодическая система элементов, таблица растворимости соединений, таблица стандартных электродных потенциалов (ряд активности металлов), таблица электроотрицательностей – будут предоставлены. Черновик олимпиадной работы при проверке не рассматривается!

Олимпиадные билеты состоят двух частей: основной (задания 1-4) и дополнительной (задания 5-6). Структура всех билетов одинакова.

Основная часть билета состоит из следующих заданий:

1. Теоретический вопрос по неорганической химии или химическим свойствам элемента или группы элементов и цепочка превращений по свойствам элементов и классов неорганических соединений.

2. Теоретический вопрос по органической химии или свойствам основных классов органических соединений и цепочка превращений по свойствам органических соединений.

3. Составить уравнения четырех химических реакций (окислительно-восстановительной, двух реакций обмена и реакции гидролиза);

4. Решить задачу с использованием основных законов общей химии.

Дополнительная часть билета включает только практические задания: решить задачу повышенной сложности (задание 5) и составить уравнение окислительно-восстановительной реакции (задание 6).

Методические указания. При ответе на вопрос по общим положениям неорганической или органической химии необходимо иллюстрировать его примерами химических реакций, формулами основных законов химии, примерами изомерии, номенклатуры, химических свойств и т.п. Ваш ответ – это не сочинение на тему вопроса!

При ответе на вопрос о свойствах элементов рекомендуется придерживаться следующей схемы:

- положение элемента в таблице Д.И.Менделеева;
- строение его электронной оболочки и возможные степени окисления;
- природные соединения;
- способы получения (промышленные и лабораторные);
- физические свойства;
- химические свойства (реакции с кислородом, с водородом, с другими простыми веществами; отношение к воде, кислотам, щелочам; наиболее важные химические соединения данного элемента).

При ответе на вопрос о свойствах классов неорганических соединений рекомендуется придерживаться следующей схемы:

- общая формула;
- номенклатура;
- физические свойства;
- химические свойства (реакции с металлами/неметаллами, простыми веществами, растворимость в воде, кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов, отличительные особенности);
- способы получения.

При ответе на вопрос о свойствах органических соединений рекомендуется придерживаться следующей схемы:

- строение молекулы (тип гибридизации, общая формула, строение функциональной группы);
- изомерия и номенклатура;
- физические свойства;
- химические свойства;
- получение;
- применение.

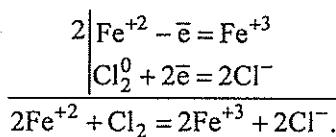
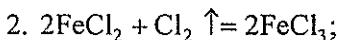
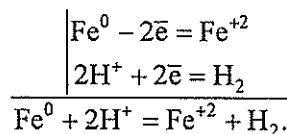
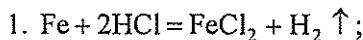
Составляя цепочку химических превращений по свойствам элементов и классов неорганических соединений необходимо соответствующие реакции уравнять, записать в молекулярной и ионной формах; окислительно-восстановительные процессы необходимо уравнять, используя метод баланса электронов или метод полуреакций.

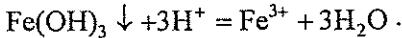
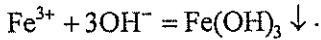
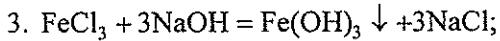
В цепочке по свойствам органических соединений реакции следует уравнять, а также показать условия проведения процессов (температура, катализатор и т.д.).

Пример 1. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения:

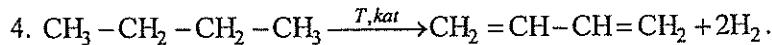
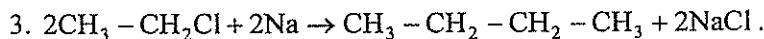
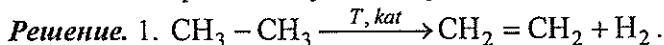


Решение.





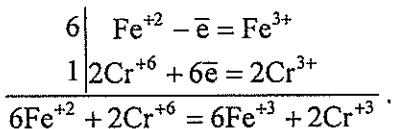
Пример 2. Составить уравнения по следующей схеме:
этан \rightarrow этилен \rightarrow хлорэтан \rightarrow бутан \rightarrow бутадиен-1,3.



Уравнивание окислительно-восстановительных реакций можно выполнять методом баланса электронов или методом полуреакций.

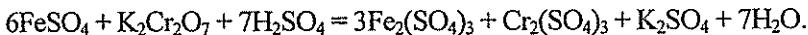
Пример 3. Уравнить реакцию $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ методом баланса электронов.

Решение. Степени окисления изменяются у железа Fe^{+2} и хрома Cr^{+6} . Составим уравнение баланса электронов, причем расчет будем вести на два атома хрома (по числу атомов в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):



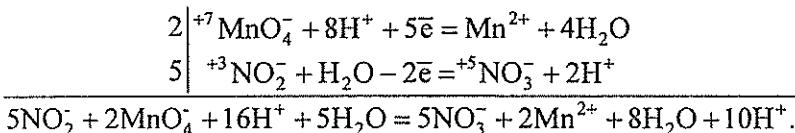
Расставим полученные коэффициенты в левой и правой частях исходного уравнения. Недостаток сульфат-ионов слева компенсируем 7 моль серной кислоты. В последнюю очередь уравняем реакцию по водороду ($7\text{H}_2\text{O}$). Проверим полученную формулу по числу атомов кислорода (по 59 атомов слева и справа).

Окончательно

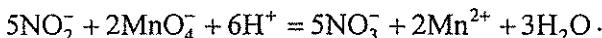


Пример 4. Уравнить реакцию $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ методом полуреаций.

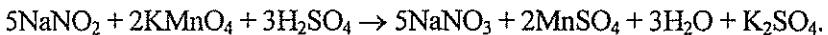
Решение. Окислителем является Mn^{+7} , входящий в состав иона MnO_4^- , который в кислой среде восстанавливается до Mn^{2+} . Восстановитель, азот (+3), входящий в состав NO_2^- , окисляется до N^{+5} и переходит в форму нитрат-иона (NO_3^-). Приведем число электронов к наименьшему общему кратному, в данном случае к 10. Для уравнивания числа атомов кислорода добавим воду или ионы H^+ в кислой среде (или OH^- в щелочной). Уравнения полуреакций домножим на соответствующие коэффициенты (в данном случае на 2 и 5), и суммируем:



Сократим одинаковые члены в левой и правой частях:



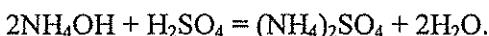
Составим молекулярное уравнение реакции путем добавления к ионам имеющихся в растворе противоионов:



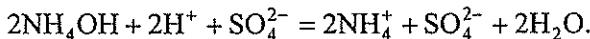
Уравнения реакций обмена и гидролиза необходимо представить в молекулярной и ионной формах. При составлении ионного уравнения следует помнить, что слабые электролиты и осадки на ионные составляющие разделять нельзя. Гидролиз – это химическая реакция соли с водой. Гидролизуется остаток слабой кислоты или слабого основания. В обычных условиях *гидролиз идет по первой ступени*, т.е. при составлении ионного уравнения гидролиза следует использовать только одну молекулу воды.

Пример 5. Составить ионное уравнение и реакцию обмена $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

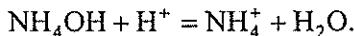
Решение. Закончим и уравняем реакцию:



Составим полное ионное уравнение, учитывая, что гидроксид аммония и вода относятся к слабым электролитам:

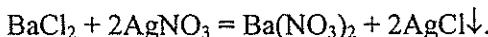


Сократив одинаковые компоненты по обе стороны уравнения, получим сокращенное ионное уравнение

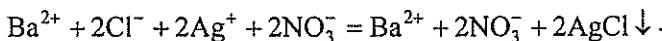


Пример 6. Составить ионное уравнение и реакцию обмена $\text{BaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \dots$

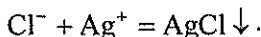
Решение. Закончим и уравняем реакцию:



Составим полное ионное уравнение для этой реакции, учитывая, что хлорид серебра относится к малорастворимым соединениям (осадок):

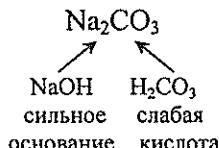


Сократив одинаковые компоненты по обе стороны уравнения, получим сокращенное ионное уравнение:

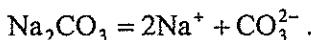


Пример 7. Составить уравнение гидролиза реакции $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

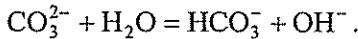
Решение. В данном случае соль образована сильным основанием NaOH и слабой угольной кислотой H_2CO_3 :



Запишем уравнение диссоциации:

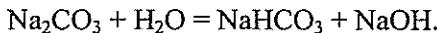


С водой взаимодействует остаток слабой кислоты, т.е. карбонат-ион по реакции



В результате гидролиза образуются гидроксид-ионы, следовательно, среда в растворе Na_2CO_3 будет щелочной.

Распределяя катионы натрия по образующимся в ходе гидролиза анионам, получим молекулярное уравнение гидролиза:

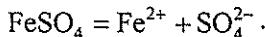


Пример 8. Составить уравнение гидролиза по реакции $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

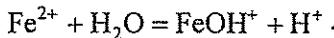
Решение. В данном случае соль образована слабым основанием $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой H_2SO_4 :



Запишем уравнение диссоциации соли:

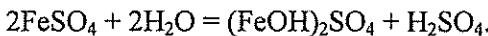


С водой реагирует остаток слабого основания (катион Fe^{2+}) по реакции



В ходе гидролиза образуются ионы H^+ , следовательно, среда в растворе FeSO_4 будет кислой.

Составим молекулярное уравнение гидролиза, распределяя анионы SO_4^{2-} по образующимся в результате реакции гидролиза катионам с учетом, что молекула в целом электронейтральна, и уравняем его как обычную реакцию обмена:



Решение задач рассмотрим на примерах.

Пример 9. К раствору, содержащему 0,2 моль хлорного железа (FeCl_3), прибавили 0,24 моль гидроксида натрия. Какое количество гидроксида железа при этом получилось?

Решение. Составим уравнение реакции: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$. Отсюда следует, что 1 моль FeCl_3 взаимодействует с 3 моль NaOH , следовательно, для реакции с 0,2 моль хлорного железа требуется $0,2 \cdot 3 = 0,6$ моль гидроксида натрия.

По условию задачи, количество вещества NaOH составляет 0,24 моль, т.е. он в недостатке. Дальнейший расчет ведем по гидроксиду натрия. Составим пропорцию:

$$3 \text{ моль NaOH} - 1 \text{ моль Fe(OH)}_3;$$

$$0,24 \text{ моль NaOH} - x \text{ моль Fe(OH)}_3.$$

Вычислим количество вещества гидроксида железа (III):

$$n_{(\text{Fe(OH})_3)} = \frac{0,24 \cdot 1}{3} = 0,08 \text{ моль.}$$

Пример 10. Определить массовую долю алюминия в его оксиде и вычислить, сколько алюминия теоретически можно выделить из боксита массой $m_6 = 15$ т, содержащего 87 % Al_2O_3 .

Решение. Массы веществ и составляющих их элементов относятся друг к другу как их молярные массы, умноженные на индексы в химических формулах или коэффициенты в уравнениях реакций.

Молярная масса Al_2O_3

$$M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 2M_{(\text{Al})} + 3M_{(\text{O})} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ г/моль.}$$

Массовая доля алюминия в его оксиде

$$\omega_{(\text{Al})} = \frac{2M_{(\text{Al})}}{M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}} \cdot 100 = \frac{54}{102} \cdot 100 = 52,9 \text{ %.}$$

Масса чистого Al_2O_3 в 15 т боксита

$$m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{\omega_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}}{100} m_6 = \frac{87}{100} \cdot 15 = 13,05 \text{ т.}$$

Масса алюминия, которую можно получить из 15 т боксита

$$m_{(\text{Al})} = \frac{\omega_{(\text{Al})}}{100} m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{52,9}{100} \cdot 13,05 = 6,9 \text{ т.}$$

Пример 11. При прокаливании 10 г некоторого вещества было получено 6,436 г CuO и 2 л CO₂, измеренного при температуре 27 °C и давлении 1 атм. Написать формулу соединения.

Решение. Количество вещества оксида меди (II)

$$n_{(\text{CuO})} = \frac{m_{(\text{CuO})}}{M_{(\text{CuO})}} = \frac{6,436}{79,5} = 0,081 \text{ моль.}$$

В 1 моль CuO содержится по 1 моль Cu и O, следовательно, n_(Cu) = n_(O, CuO) = 0,081 моль.

Количество вещества оксида углерода (IV) согласно уравнению Менделеева – Клапейрона:

$$n_{(\text{CO}_2)} = \frac{PV}{RT} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot 300} = 0,081 \text{ моль.}$$

В 1 моль CO₂ содержится 1 моль C и 2 моль O, следовательно, n_(C) = 0,081 моль, n_(O, CO₂) = 2 · 0,081 = 0,162 моль.

Общее количество вещества кислорода n_(O) = 0,081 + 0,162 = 0,243 моль.

Сопоставим количества вещества элементов между собой:

$$n_{(\text{Cu})} : n_{(\text{C})} : n_{(\text{O})} = 0,081 : 0,081 : 0,243 = 1 : 1 : (0,243/0,081) = 1 : 1 : 3.$$

Полученные целые числа представляют собой стехиометрические индексы формулы вещества, химическая формула которого CuCO₃.

Пример 12. Найти молярную концентрацию раствора карбоната натрия, полученную при смешивании раствора 1 объемом V₁ = 600 мл, концентрацией 2,15 % (плотность раствора d₁ = 1,02 /cm³) с раствором 2 объемом V₂ = 200 мл и концентрацией 8,82 % (d₂ = 1,09 г/cm³).

Решение. Найдем количество вещества карбоната натрия в каждом из смешиваемых растворов (ω – массовая доля вещества)

$$n_{1(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{m_{1(\text{Na}_2\text{CO}_3)}}{M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_1 m_{1(\text{p-p})}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_1 d_1 V_{1(\text{p-p})}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} =$$

$$= \frac{2,15 \cdot 1,02 \cdot 600}{100 \cdot 106} = 0,124 \text{ моль},$$

$$n_{2(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{m_{2(\text{Na}_2\text{CO}_3)}}{M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_2 m_{2(\text{p-p})}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_2 d_2 V_{2(\text{p-p})}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} =$$

$$= \frac{8,82 \cdot 1,09 \cdot 200}{100 \cdot 106} = 0,181 \text{ моль}.$$

Молярная концентрация полученного раствора

$$C_{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{n_{1(\text{Na}_2\text{CO}_3)} + n_{2(\text{Na}_2\text{CO}_3)}}{V_1 + V_2} = \frac{0,124 + 0,181}{0,6 + 0,2} = 0,381 \text{ моль/л}.$$

Пример 13. Какой объем V_1 раствора серной кислоты концентрацией 10 % (плотность $d = 1,066 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 200 мл раствора концентрацией 0,5 моль/л?

Решение. Количество вещества серной кислоты в растворе концентрацией 0,5 моль/л

$$n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} V_{(\text{p-p})} = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ моль},$$

ее масса

$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,1 \cdot 98 = 9,8 \text{ г}.$$

Объем 10-процентного раствора

$$V_1 = \frac{m_{(\text{p-p})}}{d} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} 100 \%}{\omega_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} d} = \frac{9,8 \cdot 100}{10 \cdot 1,066} = 91,9 \text{ см}^3.$$

Пример 14. Сколько миллилитров раствора, содержащего 8 % NaOH (плотность 1,09 г/см³) требуется для нейтрализации 75 мл серной кислоты, если известно, что из 10 мл этой кислоты можно получить 0,2334 г BaSO₄?

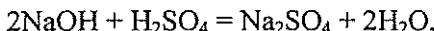
Решение. Определим массу H_2SO_4 , содержащуюся в 10 мл раствора. Так как из 1 моль H_2SO_4 получается 1 моль BaSO_4 , то

$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{m_{(\text{BaSO}_4)}}{M_{(\text{BaSO}_4)}} M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{0,2334 \cdot 98}{233} = 0,098 \text{ г},$$

т.е. в 10 мл раствора содержится 0,098 г H_2SO_4 . Следовательно, можно определить, сколько граммов H_2SO_4 содержится в 75 мл раствора:

$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{75 \cdot 0,098}{10} = 0,735 \text{ г.}$$

Реакция нейтрализации записывается в виде



т.е. 2 моль щелочи взаимодействуют с 1 моль кислоты. Для нейтрализации 0,735 г кислоты потребуется чистой щелочи

$$0,735 \cdot 2 \cdot 40 / 98 = 0,6 \text{ г.}$$

В 100 г раствора щелочи содержится 8 г NaOH . Масса раствора для нейтрализации

$$x = \frac{100 \cdot 0,6}{8} = 7,5 \text{ г.}$$

Следовательно, для нейтрализации кислоты требуется

$$V_{(\text{NaOH})} = \frac{7,5}{1,09} = 6,88 \text{ мл.}$$

Представление о заданиях 5 и 6 дополнительной части билета дадут следующие примеры.

Пример 15. К раствору соляной кислоты массой $m_1 = 200$ г и концентрацией 14,6 % добавили 15,8 г неорганического вещества, в результате чего выделилось 3,69 л углекислого газа (в нормальных условиях). Установить состав раствора в массовых долях. Известно, что сухой остаток, полученный при выпаривании данного раствора, полностью улетучивается при прокаливании. Если данный сухой

остаток обработать раствором щелочи, то образуется газ с резким запахом.

Решение. Установим природу добавленного неорганического вещества. Во-первых, выделение CO_2 указывает на присутствие в веществе кислотного остатка угольной кислоты. Схематично можно записать:

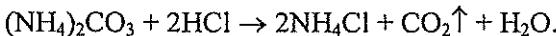


Сухой остаток – это вещество ACl . Во-вторых, из описания поведения данного вещества при прокаливании и при реакции со щелочью можно предположить, что это вещество – хлорид аммония:



Тогда вещество ACO_3 – это карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Запишем уравнение реакции:



Количество вещества соляной кислоты и карбоната аммония

$$n_{(\text{HCl})} = \frac{m_{(\text{HCl})}}{M_{(\text{HCl})}} = \frac{\omega_{(\text{HCl})} m_1}{M_{(\text{HCl})} 100\%} = \frac{14,6 \cdot 200}{36,5 \cdot 100} = 0,8 \text{ моль (избыток);}$$

$$n_{[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]} = \frac{m_{[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]}}{M_{[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]}} = \frac{15,8}{96} = 0,16 \text{ моль.}$$

Расчеты показывают, что после реакции в растворе будет содержаться NH_4Cl , избыток HCl и образуется некоторое количество воды.

Из уравнения реакции следует, что $n_{(\text{NH}_4\text{Cl})} = n_{(\text{HCl})} = 0,32 \text{ моль}$; $n_{(\text{H}_2\text{O})} = n_{[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]} = 0,16 \text{ моль}$. Тогда

$$m_{(\text{NH}_4\text{Cl})} = n_{(\text{NH}_4\text{Cl})} M_{(\text{NH}_4\text{Cl})} = 0,32 \cdot 53,5 = 17,12 \text{ г;}$$

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{100 - 14,6}{100} \cdot 200 + 0,16 \cdot 18 = 173,68 \text{ г;}$$

$$m_{(\text{HCl})} = (0,8 - 0,32) \cdot 36,5 = 17,52 \text{ г.}$$

Масса раствора после реакции

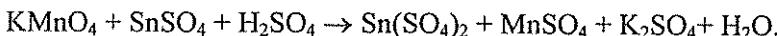
$$m_{\text{p-p2}} = m_{(\text{HCl})} + m_{(\text{NH}_4\text{Cl})} + m_{(\text{H}_2\text{O})} = 17,52 + 17,12 + 173,68 = 208,32 \text{ г.}$$

Массовая доля хлорида аммония

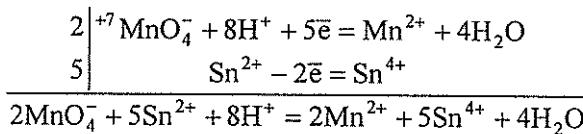
$$\omega_{(\text{NH}_4\text{Cl})} = \frac{m_{(\text{NH}_4\text{Cl})}}{m_{\text{p-n}^2}} \cdot 100 = \frac{17,12}{208,32} \cdot 100 = 8,22 \%$$

Пример 16. Закончить и уравнить реакцию $\text{KMnO}_4 + \text{SnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \dots$

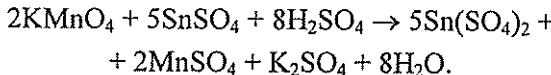
Решение. Закончим реакцию. Mn^{7+} в кислой среде восстанавливается до Mn^{2+} , образуется $MnSO_4$; K^+ образует сульфат калия, а H^+ – воду. Соответственно можно записать



Составим полуреакции:



и уравняем реакцию:



ОБРАЗЕЦ ОЛИМПИАДНОГО БИЛЕТА

Основное задание

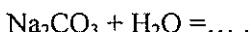
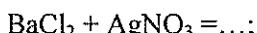
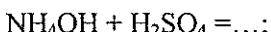
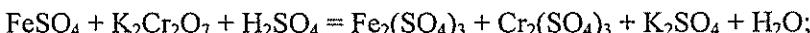
1. Щелочно-земельные металлы, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атома. Основные химические свойства.

Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

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

Составьте уравнения реакций по следующей схеме: этан → этилен → хлорэтан → бутан → бутадиен-1,3.

3. Составить уравнения химических реакций (реакции обмена и гидролиза закончить, уравнять и представить в молекулярной и ионной формах; окислительно-восстановительную реакцию уравнять методом баланса электронов):



4. Сколько миллилитров раствора, содержащего 8 % NaOH (плотность 1,09 г/см³) требуется для нейтрализации 75 мл серной кислоты, если известно, что из 10 мл этой кислоты можно получить 0,2334 г BaSO₄?

Дополнительное задание

5. К 200 г соляной кислоты концентрацией 14,6 % добавили 15,8 г неорганического вещества, в результате чего выделилось 4,48 л углекислого газа (в нормальных условиях). Установите состав раствора в массовых долях. Известно, что сухой остаток, полученный при выпаривании данного раствора, полностью улетучивается при прокаливании. Если данный сухой остаток обработать раствором щелочи, то образуется газ с резким запахом.

6. Закончить и уравнять реакцию: KMnO₄ + SnSO₄ + H₂SO₄ = = Sn(SO₄)₂ + ...

ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ

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.

20. Классификация неорганических соединений.

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

22. Щелочные металлы, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атома. Основные химические свойства. Соединения натрия и калия в природе.

23. Общая характеристика элементов II группы главной подгруппы периодической системы. Кальций, его соединения в природе.

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

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

26. Общая характеристика элементов IV группы главной подгруппы периодической системы. Углерод, его аллотропные формы. Химические свойства углерода.

27. Оксиды углерода (II) и (IV), их химические свойства. Угольная кислота, ее химические свойства. Свойства солей угольной кислоты.

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

29. Общая характеристика элементов V группы главной подгруппы периодической системы. Азот. Его основные физические и химические свойства и важнейшие соединения.

30. Оксиды азота и азотная кислота. Химические особенности азотной кислоты. Соли азотной кислоты.

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

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

33. Общая характеристика элементов VI группы главной подгруппы периодической системы.

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

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

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

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

38. Галогеноводороды. Их свойства и получение.

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

40. Жесткость воды. Способы ее устранения.

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

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

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

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

45. Основные классы органических соединений.

46. Генетическая связь между классами органических соединений.

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

48. Карбиды металлов. Их получение и использование в органическом синтезе.

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

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

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

52. Реакции полимеризации и поликонденсации. Их практическое использование.

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

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

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

56. Карбоновые кислоты. Строение карбоксильной группы. Их получение и химические свойства на примере муравьиной и уксусной кислот.

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

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

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

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

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

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