**Задание 1.** (авторы А.С. Чубаров, Д.Е. Насохов, А.С. Романов)

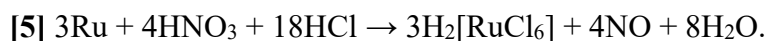
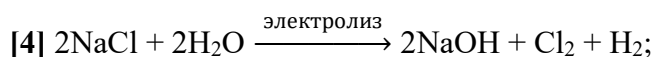
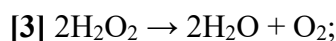
1. Вячеслав Алексеевич Емельянов работал с **семейством платиновых металлов или платиноидами**, участник также может назвать данное семейство подгруппой благородных или драгоценных металлов, но тогда он должен указать, что она включает 6 элементов: рутений, родий, палладий, осмий, иридий и платина.

Согласно описанию, элемент **X – рутений (Ru)**. Рутений – элемент, открытый в Российской империи в 1844 г. профессором Казанского университета Карлом Карловичем Клаусом. Назван Клаусом от лат. *Ruthenia* (*Русь*). Название «*Ruthenia*» было предложено в 1828 году Г. В. Озанном, который пытался выделить новые элементы из уральской платины, но он не смог выделить металл и отказался от претензий на открытие. Таким образом рутений является самым русским элементом, поскольку был впервые открыт в Российской Империи и также назван в честь Руси. Для ответа на вопрос участнику олимпиады достаточно указать на этимологию названия рутения.

Электронные конфигурации валентных оболочек Ru и Ru⁺: Ru: 4d⁷5s¹; Ru⁺: 4d⁷.

Области применения рутения с оценочными процентами на 2025 год: электроника 47%, катализ 28%, химическая промышленность 15%, ювелирные изделия (~7%) и покрытия (~3%).

2. Уравнения реакций [1] – [5]:

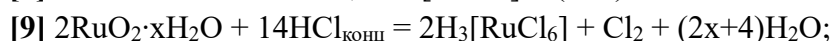
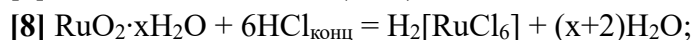
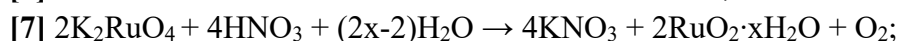
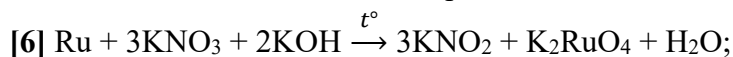


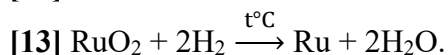
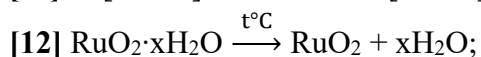
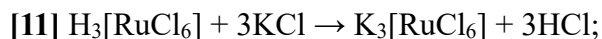
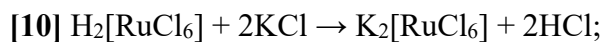
Царской водкой называют смесь **концентрированных азотной (68%) и соляной кислот (38%)** обычно в объёмном соотношении **1:3**. Царская водка действует на металлы гораздо активнее, чем азотная и соляная кислота по отдельности, в основном по двум причинам.

Во-первых, в смеси соляной и азотной кислоты образуются более сильные окислители, чем сама азотная кислота – хлор и хлористый нитрозил: $\text{HNO}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{NOCl} + 2\text{H}_2\text{O}$. Таким образом, первая причина связана с наличием **сильной окислительной среды в растворе царской водки**.

Во-вторых, хлорид-ион связывает образующиеся в ходе растворения катионы металлов в хлоридные комплексы, тем самым делая процесс растворения более благоприятным с точки зрения термодинамики. Например, стандартный электродный потенциал пары Au³⁺/Au равен +1,498 В, а для пары [AuCl₄]⁻/Au он равен +1,00 В, различие в почти 0,5 В делает процесс окисления золота возможным даже без азотной кислоты – известно, что золото растворяется в хлорной воде. Таким образом, вторая причина связана с **образованием хлоридных комплексов металлов**, более устойчивых в растворе, по сравнению с соответствующими аквакомплексами.

3. Здесь и далее засчитываются реакции с RuO₂ вместо RuO₂·xH₂O. Уравнения реакций [6] – [13]:





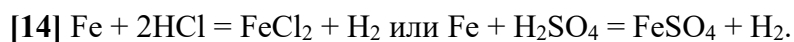
A – K₂RuO₄, гуталин – RuO₂·xH₂O, B – H₂[RuCl₆], C – H₃[RuCl₆], D – K₂[RuCl₆], E – K₃[RuCl₆].

В России или с существенным вкладом российских учёных были открыты следующие тяжелые элементы, синтезированные в Объединенном институте ядерных исследований (ОИЯИ) в Дубне на севере Московской области: 105 (**Db**, Дубний, в честь г. Дубна РФ), 114 (**Fl**, Флеровий, в честь советского физика-ядерщика Г.Н. Флёрова), 115 (**Mc**, Московий), 118 (**Og**, Оганессон, в честь российского физика-ядерщика Ю.Ц. Оганесяна). Стоит отметить, что российские ученые также внесли существенный вклад в открытие следующих элементов: 104 (Rf, Резерфордий), 116 (Lv, Ливерморий, г. Ливермор США), 117 (Ts, Теннессин, штат Теннесси США) и др.

Гидратированный оксид рутения(IV) выделяется в виде взвеси мелких частиц. Достаточно очень небольшого количества, чтобы сделать раствор полностью непрозрачным с сине-черным оттенком. Иногда его называют «гуталин», поскольку это вещество **блестящее и жирное на ощупь**.

4. Рассчитанная Клаусом атомная масса рутения составила 104,2 г/моль из-за **примесей более тяжелых элементов**. В частности, ожидается наличие осмия (190 г/моль) из-за близких свойств соединений, которые Клаус использовал для выделения металла.

$$\omega(\text{X}) = 6,00 / (0,814 \cdot 7370) = \mathbf{0,100\%}.$$

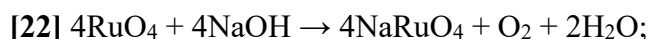
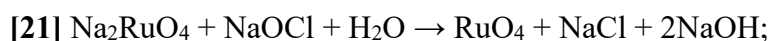
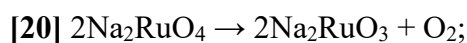
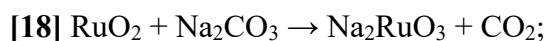
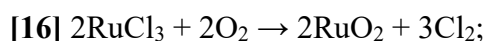


Только эти реакции оцениваются полным баллом, поскольку согласно историческим данным, именно железо в основном использовалось для получения водорода, так как его требуется значительное количество. Цинк использовался для аналитических опытов из-за его высокой цены и наличия примесей. Алюминий в щелочной или кислой среде также не может рассматриваться как источник водорода из-за его крайне высокой цены (промышленный процесс получения еще не был разработан). В качестве кислот в основном использовались серная и соляная кислоты.

5. Формулы веществ **X₁ – X₇** представлены в таблице ниже.

Вещество	X₁	X₂	X₃	X₄	X₅	X₆	X₇
Формула	RuCl ₃	RuO ₂	NaRuO ₃	Na ₂ RuO ₃	Na ₂ RuO ₄	RuO ₄	NaRuO ₄
Степень окисления	+3	+4	+5	+4	+6	+8	+7

Уравнения реакций **[15] – [23]**:

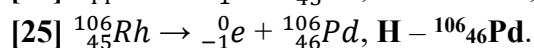
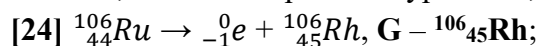


Названия веществ X₁, X₂, X₅, X₇:

X₁ RuCl₃ – хлорид рутения(III); **X₂** RuO₂ – оксид рутения(IV); **X₅** Na₂RuO₄ – рутенат(VI) натрия; **X₇**

NaRuO₄ – перрутенат натрия или рутенат(VII) натрия.

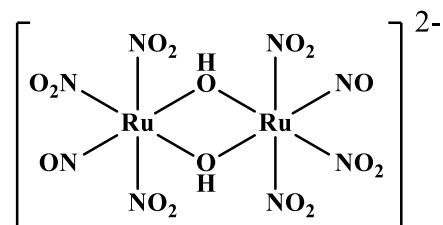
6. В момент времени $t = \tau_{1/2}$ имеем $N = N_0/2$, подставим это в уравнение $N = N_0 \cdot e^{-kt} \rightarrow \ln(1/2) = -kt$, $k = \ln 2 / \tau_{1/2}$, где $\tau_{1/2}$ – период полураспада, тогда $k = 0,693/373,6 = 0,001855 \text{ сут}^{-1}$.



За 5 лет $N = N_0 \cdot 2^{-\frac{t}{\tau_{1/2}}}$, $N/N_0 = 2^{-\frac{5 \cdot 365}{373,6}} = 0,0338$ или **перед переработкой останется 3,38% ^{106}Ru .**

7. Рутений образует наибольшее число нитрозосоединений, содержащих чрезвычайно устойчивую группировку $(\text{RuNO})^{3+}$ (О. Е. Звягинцев. Химия Рутения.). Общее название таких комплексов – **нитрозокомплексы рутения**, именно их изучению Вячеслав Алексеевич посвятил большую часть своей научной работы.

8. Структура аниона комплекса « $\text{K}_2[\text{Ru}_2\text{N}_8\text{O}_{16}\text{H}_2]$ » представлена на рисунке ниже:



Система оценивания:

1.	Семейство платиновых металлов, формула X , электронные конфигурации X и X⁺ – по 0,5 б., объяснение смысла слова <i>Ruthenia</i> (в случае одного указания – открыт в России – 0,5 б.) – 1 б.	0,5·4 + 1 = 3 б.
2.	Реакции [1] – [5] – по 1 б., указание на концентрированные <i>HNO₃</i> и <i>HCl</i> – по 0,5 б.	1·5 + 0,5·2 = 6 б.
3.	Реакции [6] – [13] и формулы веществ A – E – по 1 б., символы трех сверхтяжёлых элементов, указание на состав гуталина (гидратированный <i>RuO₂</i>) и причина названия – по 0,5 б.	1·8 + 1·5 + 0,5·5 = 15,5 б.
4.	Причина ошибочной атомной массы – 0,5 б., реакция [14] – 1 б., расчёт содержания <i>Ru</i> – 0,5 б.	0,5 + 1 + 0,5 = 2 б.
5.	Формулы веществ X₁ – X₇ , реакции [15] – [23] – по 1 б., названия веществ X₁ , X₂ , X₅ , X₇ – по 0,5 б.	1·7 + 1·9 + 0,5·4 = 18 б.
6.	Реакции [24], [25], изотопы G , H , содержание <i>Ru</i> через 5 лет – по 1 б.	1·2 + 1·2 + 1 = 5 б.
7.	Общее название комплексов – 0,5 б.	0,5 б.
8.	Структурная формула аниона – 2 б.	2 б.
	Всего:	52 б.

Задание 2. (автор Е.Е. Клейман, А.С. Романов)

1. Минерал **A**, о котором идёт речь в задаче, называется **родонит**. Самые внимательные участники могут прочитать это название на приведённой в условии задачи марке. Греческий корень «*ródon* - родон» встречается и в названии другого более распространённого минерала марганца – родохрозита (*MnCO₃*), который тоже обладает розовым цветом.

Одни из наиболее важных других *Mn*-содержащих минералов: *MnO₂* – пиролюзит, *MnCO₃* – родохрозит, *Mn₃O₄* – гаусманнит.

2. В условии задачи указано, что вещества **1** – **21** содержат марганец. Тогда логично предположить, что вещество **2** зелёного цвета, содержащее марганец – *K₂MnO₄*. Кроме того, по условию, родонит – силикатный минерал, тогда помимо марганца его основной компонент **1** содержит кремний и кислород. Реакция [1] – окислительно-щелочное плавление, причём *K₂O₂* одновременно выступает в роли окислителя и щелочного агента.

Выход продукта 85,1%, тогда теоретическая масса вещества **2** равна $1,28/0,851 = 1,504$ т. Количество вещества **2**: $1,504 \cdot 10^3 / 197 = 7,634$ кмоль. В расчете на 1 атом марганца в родоните количество вещества **1** также равно 7,634 кмоль. Соответственно, молярная масса **1** равна $10^3 / 7,634 \approx 131$ г/моль, что соответствует MnSiO_3 .

3. Процесс окислительного щелочного плавления не позволяет окислить марганец до высшей степени окисления, поскольку KMnO_4 термически неустойчив. Поэтому для получения Mn(VII) можно использовать анодное окисление **[2]** Mn(VI) . Полученный KMnO_4 разлагается при нагревании **[3]** с образованием исходного K_2MnO_4 , MnO_2 и с выделением кислорода. Термолиз KMnO_4 является лабораторным способом получения очень чистого O_2 . MnO_2 затем мягко восстанавливается **[4]** SO_2 с образованием дитионата марганца(II), который из раствора можно выделить в виде кристаллогидрата $\text{MnS}_2\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Полученный кристаллогидрат разлагается при нагревании **[5]** с образованием MnSO_4 , который впоследствии сплавляют **[6]** с SiO_2 для получения MnSiO_3 , который невозможно получить при проведении реакции в водном растворе (например, с K_2SiO_3) вследствие гидролиза Mn^{2+} .

При добавлении $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ к KMnO_4 из раствора выделяется **[7]** высший оксид Mn_2O_7 – маслообразное вещество, обладающее цветовым дихроизмом: в проходящем свете имеет тёмно-красный цвет, а в отражённом – зелёный с металлическим блеском. Аналогичная реакция протекает, например, при взаимодействии K_2CrO_4 с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ – выпадает красный осадок CrO_3 . Очень опытный и осторожный химик может получить $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$ при взаимодействии KMnO_4 и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$. Для этого реакционную смесь в течение 10 мин очень осторожно нагревают до 60°C при сильном перемешивании. При этом образуются взрывчатые пары Mn_2O_7 . Далее при очень сильном перемешивании температуру повышают максимум до 75°C , иначе произойдёт взрыв. Происходит интенсивное выделение кислорода, жидкость мутнеет и окрашивается в коричневый цвет, а температура реакционной смеси может повыситься самопроизвольно, так что снова возникает опасность взрыва. Спустя около 20 мин реакция **[9]** заканчивается. После процедур очистки из реакционной смеси выделяют безводный $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$. KMnO_4 является сильным окислителем, поэтому способен окислять хлор из хлорид-ионов в кислой среде. Часто записывают, что реакция KMnO_4 с $\text{HCl}_{(\text{конц.})}$ приводит к образованию раствора MnCl_2 , однако реакционная смесь имеет чёрно-коричневый цвет, обусловленный образованием малорастворимого тёмно-коричневого $\text{K}_2[\text{MnCl}_6]$, а также $[\text{MnCl}_6]^{3-}$ в растворе. Для получения MnCl_2 раствор необходимо кипятить в течение очень продолжительного времени в большом избытке HCl , при 0°C возможно выделить **[8]** комплексное соединение $\text{K}_2[\text{MnCl}_6]$. В водном растворе устойчивые иодидные комплексы марганец(II) не образует, поэтому конечный результат реакции **[10]** после продолжительного кипячения – MnI_2 . По реакции ионного обмена **[11]** с ацетатом серебра получается ацетат марганца(II), раствор которого легко отделить от жёлтого осадка AgI .

В результате реакции **[12]** образуется цианидный комплекс марганца(III), причём кислород воздуха выступает в роли окислителя, и в полученном соединении состава $\text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6]$ стабилизируется марганец(III). Полученное соединение восстанавливают **[13]** алюминием в среде KOH , в результате образуется марганец(I), стабилизированный цианид-ионами. Ион MnO_4^{2-} является неустойчивым в нейтральной и, особенно, в кислой среде, поэтому при добавлении HF протекает реакция диспропорционирования **[14]** с образованием KMnO_4 и $\text{K}_2[\text{MnF}_6]$. Условия реакции **[15]** так же, как и реакции **[1]**, являются вариантом для проведения окислительного щелочного плавления. Однако, в ходе реакции образуется манганат(V) калия K_3MnO_4 , а дальнейший переход $\text{Mn(V)} \rightarrow \text{Mn(VI)}$ протекает при более низкой температуре, так как манганаты(VI) термически менее устойчивы.

При взаимодействии **[17]** KMnO_4 и Mn(II) в кислой среде происходит сопропорционирование с образованием коричневого $\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. При добавлении щелочей к солям марганца(II) образуется Mn(OH)_2 , формирующийся в виде белых листочков с перламутровым блеском при проведении реакции в отсутствие кислорода с использованием крепкой щелочи. При проведении реакции с разбавленными растворами на воздухе образуется Mn(OH)_2 телесного цвета, быстро буреющий **[18]** вследствие взаимодействия с кислородом воздуха, при этом образуется $\text{Mn}_3\text{O}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, который при дальнейшем стоянии на воздухе переходит в MnOOH . Амфотерный MnOOH растворяется в щелочах при кипячении **[19]**, при этом образуются красные растворы, из которых можно выделить $\text{Na}_3[\text{Mn(OH)}_6] \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$. При сплавлении **[20]** Mn(OH)_2 и $\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ в мол. соотношении 2 к 1 эти соединения теряют воду и образуют Mn_3O_4 .

В присутствии сильного восстановителя (LiAlH_4) [21] марганец(II) восстанавливается до $\text{Mn}(0)$ и под давлением CO образуется карбонильный комплекс $[\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}]$. По правилу 18 электронов (правилу Сиджвика), в соответствии с которым можно определить состав карбонильных комплексов переходных металлов, устойчивы комплексы с π -донорными лигандами, в которых центральный атом металла содержит 18 электронов и имеет электронную конфигурацию $ns^2(n-1)d^{10}np^6$. На валентном уровне марганец содержит нечётное (7) число электронов, при этом CO является донором электронной пары (двух электронов), поэтому невозможно получить 18-электронную конфигурацию в мономерном комплексе $\text{Mn}(\text{CO})_x$. Правило Сиджвика будет соблюдаться за счёт присоединения 5 молекул CO и образования одинарной связи $\text{Mn}-\text{Mn}$ ($7 + 5 \cdot 2 + 1 = 18$). При этом следует помнить, что правило Сиджвика является именно правилом, а не принципом, существуют большое количество комплексов с π -донорными лигандами, в которых это правило не выполняется. Особенно не следует применять это правило к комплексам с лигандами другого типа, поскольку это будет приводить к ошибкам.

Запишем уравнения реакций **1 – 21**:

1	$\text{MnSiO}_3 + 2\text{K}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SiO}_3$	12	$4\text{MnI}_2 + 24\text{KCN} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6] + 8\text{KI} + 4\text{KOH}$
2	$2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2 + 2\text{KOH}$	13	$3\text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6] + 2\text{Al} + 8\text{KOH} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{K}_5[\text{Mn}(\text{CN})_6] + 2\text{K}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$
3	$2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2$	14	$3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HF}_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{K}_2[\text{MnF}_6] + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KF} + 4\text{H}_2\text{O}$
4	$\text{MnO}_2 + 2\text{SO}_2 \rightarrow \text{MnS}_2\text{O}_6$	15	$4\text{MnO}_2 + 12\text{KOH} + \text{O}_2 \xrightarrow{800^\circ\text{C}} 4\text{K}_3\text{MnO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$
5	$\text{MnS}_2\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{MnSO}_4 + \text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	16	$\text{MnI}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaI}$
6	$\text{MnSO}_4 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{MnSiO}_3 + \text{SO}_3$	17	$2\text{KMnO}_4 + 2\text{MnI}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + (4x-1)\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O} + 2\text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
7	$2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 + 2\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	18	$4\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{MnOOH} + 2\text{H}_2\text{O}$
8	$2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl}_{(\text{конц.})} + 2\text{KCl} \rightarrow 2\text{K}_2[\text{MnCl}_6] + 3\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	19	$\text{MnOOH} + 3\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Na}_3[\text{Mn}(\text{OH})_6]$
9	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{KHSO}_4 + 2\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	20	$2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Mn}_3\text{O}_4 + (x+2)\text{H}_2\text{O}$
10	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HI}_{(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{MnI}_2 + 2\text{I}_2 + 2\text{KI} + 4\text{H}_2\text{O}$	21	$2\text{MnI}_2 + \text{LiAlH}_4 + 10\text{CO} \xrightarrow{p_{\text{CO}} = 200 \text{ атм}} [\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}] + \text{AlI}_3 + \text{LiI} + 2\text{H}_2$
11	$\text{MnI}_2 + 2\text{CH}_3\text{COOAg} \rightarrow 2\text{AgI} + \text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$		

Таким образом, формулы зашифрованных соединений **1 – 21**:

1	MnSiO_3	12	$\text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
2	K_2MnO_4	13	$\text{K}_5[\text{Mn}(\text{CN})_6]$
3	KMnO_4	14	$\text{K}_2[\text{MnF}_6]$
4	MnO_2	15	K_3MnO_4
5	$\text{MnS}_2\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	16	$\text{Mn}(\text{OH})_2$
6	MnSO_4	17	$\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$
7	Mn_2O_7	18	MnOOH
8	$\text{K}_2[\text{MnCl}_6]$	19	$\text{Na}_3[\text{Mn}(\text{OH})_6] \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$

9	Mn ₂ (SO ₄) ₃	20	Mn ₃ O ₄
10	MnI ₂ ·4H ₂ O	21	[Mn ₂ (CO) ₁₀]
11	Mn(CH ₃ COO) ₂ ·4H ₂ O		

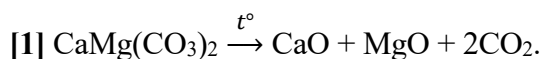
Система оценивания:

1.	Родонит – 1 б., ещё два Mn-содержащих минерала – по 0,5 б. за формулу и по 0,5 б. за название.	1+0,5·4 = 3 б.
2.	Формулы веществ 1, 2 – по 1 б., реакция [1] – 1 б.	1·2+1 = 3 б.
3.	Формулы веществ 3 – 21 – по 1 б., реакции [2] – [21] – по 1 б.	1·19+1·20 = 39 б.
	Всего:	45 баллов

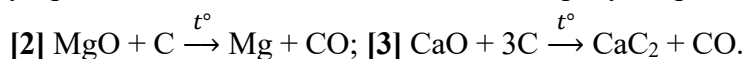
Задание 3. (В.Е. Селезнев, К.Д. Петров, Д.А. Селезнева, А.С. Романов)

1. Символы элементов: X – Mg, Y – Ca, формулы веществ: X₁ – Mg, Y₁ – CaC₂, Y₂ – Ca₂SiO₄.

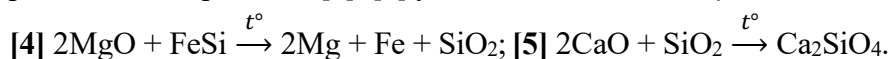
В ходе реакции [1] двойной карбонат кальция-магния разлагается на оксиды MgO, CaO и углекислый газ. Допустимо смесь MgO, CaO обозначить как MgO·CaO.



В ходе реакции [3] образуется карбид кальция, а в ходе реакции [2] металлический магний. Для проведения этих реакций углерод берут в избытке, поэтому продуктом обеих реакций является угарный газ. Написание CO₂ в качестве продукта реакций оценивается половиной баллов.



Ферросилиций является сплавом железа и кремния широкого состава. Железо не участвует в реакциях [4], [5]. Также важно понимать, что феррокремний восстанавливает Mg из оксида, но не реагирует с CaO. Оксид кремния(IV), образующийся в качестве продукта реакции [4], далее сплавляется с присутствующим в смеси оксидом кальция. В ходе реакции [5] образуется ортосиликат кальция, так как на 1 восстановившийся магний приходится 1/2 кремния и 1 кальций. Допустимо в качестве реагентов для реакций [4], [5] указывать Si или Fe_xSi_y вместо FeSi.



2. Процесс [4] протекает при более низкой температуре, так как SiO₂ ($\Delta_f G_{298}^0(\text{SiO}_{2(\text{кварц})}) = -856,7$ кДж/моль) является термодинамически более устойчивым, по сравнению с CO ($\Delta_f G_{298}^0(\text{CO}_{(\text{газ})}) = -137,1$ кДж/моль). Восстановление коксом проводят при 2100°C, а ферросилицием – при 1200 – 1300 °C.

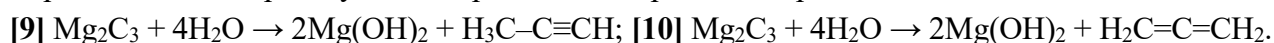
3. В условиях данных реакций магний (T_{кип} = 1091°C) отгоняется в виде газа. Для получения ещё более чистого магния обычно проводят многократную сублимацию-десублимацию в вакууме.

4. Основной способ промышленного получения магния – электролиз расплава хлорида магния в присутствии NaCl, KCl. Отметим, что вязкость расплавленного хлорида магния в 3 раза выше вязкости KCl и NaCl. Поэтому для снижения вязкости расплава в электролит вводят хлориды щелочных металлов, при этом содержание MgCl₂ в расплаве должно быть выше 5%, иначе начнется образование щелочных металлов на катоде, в первую очередь – натрия. Процесс, протекающий при электролизе расплава хлорида магния: MgCl₂ → Mg + Cl₂.

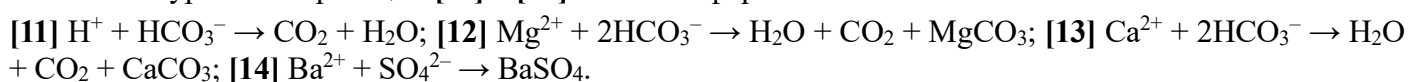
5. При реакции CaC₂ с водой получается ацетилен, который далее реагирует с магнием с образованием MgC₂. При нагревании MgC₂ разлагается до Mg₂C₃. A₁ – C₂H₂, X₂ – MgC₂, X₃ – Mg₂C₃.



Карбид магния гидролизуетсся с образованием пропина и пропадиена.



6. Запишем уравнения реакций [11] – [17] в ионной форме:



При взаимодействии [11] с соляной кислотой оттитровываются гидрокарбонат-ионы, следовательно их

общее количество равно $n(\text{HCO}_3^-) = n(\text{HCl}) = 0,0500 \cdot 6,56 = 0,328$ ммоль, можно рассчитать массовую концентрацию этих ионов в растворе $C(\text{HCO}_3^-) = 0,328 \cdot 61 / 0,1000 = 200$ мг/л. При взаимодействии [14] в осадок выпадает сульфат бария, можно рассчитать массовую концентрацию сульфат-ионов в растворе: $C(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{BaSO}_4) \cdot 96 / 0,1000 = 77,67 \cdot 96 / 233 \cdot 0,1000 = 320$ мг/л. Таким образом, на 1,00 л воды мы имеем: $n(\text{Mg}^{2+}) + n(\text{Ca}^{2+}) = n(\text{SO}_4^{2-}) + n(\text{HCO}_3^-) / 2 = 320 / 96 + 200 / 61 \cdot 2 = 4,973 \approx 5$ ммоль ионов щелочноземельных металлов, следовательно, жесткость воды равна $5 / 0,5 = 10^\circ\text{Ж}$, что соответствует **очень жесткой воде** ($> 7^\circ\text{Ж}$), добываемой из глубоких подземных вод. При выпаривании воды в сухом остатке после его нагревания остается смесь из безводных солей MgCO_3 , CaCO_3 , MgSO_4 , CaSO_4 . Учитывая, что в этой смеси $n(\text{CO}_3^{2-}) = n(\text{HCO}_3^-) / 2 \Rightarrow m(\text{CO}_3^{2-}) = 200 \cdot 60 / 61 \cdot 2 = 98,36$ мг, $m(\text{SO}_4^{2-}) = 320$ мг, получим массу щелочноземельных металлов в 1,00 л воды: $= m(\text{Mg}^{2+}) + m(\text{Ca}^{2+}) = 560,24 - 98,36 - 320 = 141,88$ мг. Решая систему уравнений $n(\text{Mg}^{2+}) + n(\text{Ca}^{2+}) = 4,973$; $m(\text{Mg}^{2+}) + m(\text{Ca}^{2+}) = 141,88$, получаем $C(\text{Mg}^{2+}) = 3,565 \cdot 24 = 85,56$ мг/л, $C(\text{Ca}^{2+}) = 1,408 \cdot 40 = 56,32$ мг/л. Таким образом, массовые концентрации ионов равны:

$C(\text{Mg}^{2+}) = 85,56$ мг/л, $C(\text{Ca}^{2+}) = 56,32$ мг/л, $C(\text{SO}_4^{2-}) = 320$ мг/л, $C(\text{HCO}_3^-) = 200$ мг/л.

7. Уравнения реакций, протекающие при взаимодействии нагретого магния с воздухом:

$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$; $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$; $3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$; $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{C}$.

Тушить горящий магний следует средствами:

Специальные сухие порошки (Класс D): Самый эффективный способ. Порошковые составы на основе графита, хлорида натрия или карбоната натрия создают на поверхности металла герметичную корку, которая перекрывает доступ кислорода и поглощает тепло. Самое главное – компоненты этих порошков не реагируют с горящим магнием. Для ответа на вопрос достаточно указать формулу твёрдого вещества, не реагирующего с горящим магнием, например $\text{C}_{(\text{графит})}$, NaCl , KCl и др.

Система оценивания:

1.	Формулы X , Y , X_1 , Y_1 , Y_2 , уравнения реакций [1] – [5] – по 1 б.	$1 \cdot 5 + 1 \cdot 5 = 10$ б.
2.	Правильный выбор – 1 б., верное объяснение – 1 б.	$1 + 1 = 2$ б.
3.	Сублимация магния из реакционной смеси – 1 б.	1 б.
4.	Способ получения электролизом расплава – 1 б., уравнение – 1 б.	$1 + 1 = 2$ б.
5.	Формулы A_1 , X_2 , X_3 , уравнения реакций [6] – [10], структурные формулы A_1 – A_3 – по 1 б.	$1 \cdot 3 + 1 \cdot 5 + 1 \cdot 3 = 11$ б.
6.	Уравнения реакций [11] – [14] в ионной форме – по 1 б., массовые концентрации ионов и жесткость воды – по 2 б. Отнесение воды к очень жесткой – 1 б.	$1 \cdot 4 + 2 \cdot 4 + 1 = 13$ б.
7.	Уравнения реакций – по 1 б., способ тушения – 1 б.	$1 \cdot 4 + 1 = 5$ б.
	Всего:	44 балла