

Задача 1. Элементы и минералы

Элементы №1–5 широко распространены на нашей планете и входят в состав различных минералов. Элемент №1 занимает первое место по распространенности в земной коре, и в виде простого вещества необходим живым организмам для дыхания. Элемент №2, занимающий второе место по распространенности, входит в состав большого количества минералов и горных пород, в том числе вместе с элементом №1 образует минерал **А** – кварц и главный компонент песка. Элемент №3 является металлом и вместе с элементом №4 образуют известный минерал **Б** – галит или каменную соль. Элемент №5 входит в состав таких минералов как известняк **В**, гипс и фторапатит.

1. Определите элементы №1–5. Ответ приведите в формате «№ элемента – символ – русское название элемента».

2. Для элемента №5 укажите нахождение в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева (период, группа, подгруппа), количество протонов в ядре атома и изобразите электронную конфигурацию в виде $1s^2...$

3. Напишите химические формулы минералов **А**, **Б**, **В**, укажите типы химических связей в данных веществах (ковалентная полярная/неполярная, ионная, металлическая).

4. Фторапатит содержит 39.68% элемента №5, 18.45% фосфора и 38.1% кислорода по массе. Определите простейшую формулу фторапатита и напишите уравнение его реакции с избытком серной кислоты.

5. Гипс является кристаллогидратом одного из продуктов реакции фторапатита с серной кислотой. При полном обезвоживании гипс теряет 20.93% массы. Определите формулу гипса и приведите его химическое название.

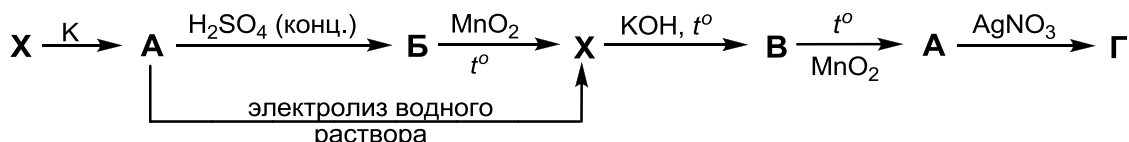
Решение и Критерии оценивания

№	Элемент ответа (допускаются иные формулировки и способы решения, удовлетворяющие условию задачи)	Баллы
1.	По приведенному в условии задачи описанию получаем следующие элементы: №1 – О – кислород №2 – Si – кремний №3 – Na – натрий №4 – Cl – хлор №5 – Ca – кальций	5×1 = 5 б
2.	Химический элемент кальций находится в 4 периоде, 2А группе (главной подгруппе) ПСХЭ . В ядре атома кальция содержится 20 протонов (число протонов равно порядковому номеру элемента в ПСХЭ). Электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	1 б 1 б 1 б
3.	Главным компонентом песка является оксид кремния (IV) SiO_2 . Каменная соль (галит) – это хлорид натрия $NaCl$. Основу известняка составляет карбонат кальция $CaCO_3$. Таким образом, А – SiO_2 – ковалентная полярная связь Б – $NaCl$ – ионная связь В – $CaCO_3$ – ионная и ковалентная полярная (в анионе) связи	1 + 1 = 2 б 1 + 1 = 2 б 1 + 1 = 2 б
4.	Судя по названию минерала, в качестве четвертого элемента во	

	фторапатите содержится фтор. $\omega(\text{F}) = 100 - 39.68 - 18.45 - 38.1 = 3.77\%$. Запишем общую формулу фторапатита в виде $\text{Ca}_x\text{P}_y\text{O}_z\text{F}_k$ $x : y : z : k = 39.68/40 : 18.45/31 : 38.1/16 : 3.77/19 =$ $= 0.992 : 0.5952 : 2.38125 : 0.1984 = 5 : 3 : 12 : 1$ Искомая формула фторапатита – $\text{Ca}_5\text{P}_3\text{O}_{12}\text{F}$ Уравнение реакции фторапатита с избытком серной кислоты: $\text{Ca}_5\text{P}_3\text{O}_{12}\text{F} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{CaSO}_4 + 3\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HF}$ (в реакции может образоваться гидросульфат, но это не соответствует следующему пункту задачи)	2 6 1 6
5.	Гипс является кристаллогидратом сульфата кальция, его формулу можно записать в виде $\text{CaSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. При обезвоживании протекает реакция: $\text{CaSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 + n\text{H}_2\text{O}$ По условию $18n / (18n + 136) = 0.2093$, откуда $n = 2$ Формула гипса – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ Название – дигидрат сульфата кальция	2 6 1 6
	Итого	20 баллов

Задача 2. Химия элемента X

Простое вещество **X** – ядовитый газ желто-зеленого цвета с плотностью 3.17 г/л при н.у. При реакции **X** с калием (*реакция 1*) образуется соль **A**, которая под действием концентрированной серной кислоты (*реакция 2*) выделяет газ **B**. Вещество **B** (в виде насыщенного раствора) можно снова превратить в **X** нагреванием с диоксидом марганца (*реакция 3*). При электролизе водного раствора **A** (*реакция 4*) также образуется **X**. При реакции **X** с горячим раствором гидроксида калия (*реакция 5*) образуется сильный окислитель **B**, который при нагревании в присутствии катализатора диоксида марганца (*реакция 6*) разлагается с образованием **A**. При добавлении к водному раствору **A** нитрата серебра (*реакция 7*) образуется соль **Г**. Описанные превращения отражены на следующей схеме:



1. Установите формулы **X** и веществ **A** – **Г**, содержащих **X**. Ответ подтвердите расчетом молярной массы **X**. Приведите систематическое и тривиальное название соли **B**.
2. Напишите уравнения *реакций 1–7*. Опишите признак протекания *реакции 7*.
3. На стадии превращения **A** → **B** используется твердая соль **A** и концентрированная серная кислота. Почему в этой реакции нельзя использовать растворы **A** и **B**? В какой цвет газ **B** окрашивает влажную универсальную индикаторную бумагу?
4. Навеску 24.5 г вещества **B** смешали с 1.1 г MnO_2 и нагревали до окончания реакции разложения (*реакция 6*). Определите массу (в г) полученного твердого остатка и объем (в л при н.у.) выделившегося газа.

Решение и Критерии оценивания

№	Элемент ответа (допускаются иные формулировки и способы решения, удовлетворяющие условию задачи)	Баллы
1.	Рассчитаем молярную массу газа X: $M(\text{X}) = \rho \times V_M = 3.17 \times 22.4 = 71 \text{ г/моль}$, что соответствует хлору Cl_2, имеющему желто-зеленый цвет. При реакции хлора с калием образуется хлорид калия KCl – соль A. При действии на нее концентрированной серной кислоты выделяется хлороводород HCl – газ B. Нагревание концентрированного раствора хлороводорода (соляной кислоты) с диоксидом марганца приводит к выделению хлора. При реакции хлора с горячим раствором гидроксида калия происходит его диспропорционирование, при этом образуется смесь хлората калия KClO_3 и хлорида калия KCl (вещества A). Следовательно, вещество B – это хлорат калия KClO_3, тривиальное название которого – бертолетова соль. При реакции хлорида калия с нитратом серебра в растворе выпадает осадок хлорида серебра AgCl – соли Г. Таким образом: X – Cl_2 A – KCl B – HCl B – KClO_3 Г – AgCl KClO₃ – хлорат калия или бертолетова соль	1 6 5×1 = 5 6 1 + 1 = 2 6
2.	<i>Реакция 1:</i> $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$ <i>Реакция 2:</i> $\text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} = \text{KHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$	

	Реакция 3: $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ Реакция 4: $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow + 2\text{KOH}$ (электролиз) Реакция 5: $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ Реакция 6: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ (разложение в присутствии MnO_2) Реакция 7: $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{KNO}_3$ Признак реакции 7 – выпадение белого творожистого осадка	7×1 = 7 б 1 б
3.	При проведении реакции 2 нельзя использовать растворы веществ, поскольку хлороводород очень хорошо растворим в воде, и его выделение из водных растворов будет идти очень плохо. Хлороводород проявляет сильные кислотные свойства и окрашивает универсальную индикаторную бумагу в красный цвет.	1 б 1 б
4.	В реакции 6 MnO_2 является катализатором и не расходуется в ходе реакции, а KClO_3 разлагается с выделением кислорода, вследствие чего происходит уменьшение массы твердой смеси. $n(\text{KClO}_3) = 24.5 / 122.5 = 0.2$ моль По уравнению реакции 6 $n(\text{KCl}) = n(\text{KClO}_3) = 0.2$ моль. $m(\text{KCl}) = 74.5 \times 0.2 = 14.9$ г Тогда масса твердого остатка $m(\text{остатка}) = m(\text{KCl}) + m(\text{MnO}_2) = 14.9 + 1.1 = 16$ г (ответ 14.9 или 15 г оценивается в 0 баллов) $n(\text{O}_2) = 1.5n(\text{KClO}_3) = 0.3$ моль. $V(\text{O}_2) = 22.4 \times 0.3 = 6.72$ л	1 б 1 б
	Итого	20 баллов

Задача 3. X и РИО

Реакции ионного обмена (РИО) в растворах являются очень распространенным типом взаимодействий в химии. Существует три основных условия протекания таких реакций до конца: выпадение осадка, выделение газа и образование слабого электролита (например, воды).

Средняя соль **X**, окрашивающая пламя спиртовки в желто-оранжевый цвет, часто используется при проведении РИО. Например, раствор **X** реагирует с соляной кислотой, при этом выделяется газ **Y** с запахом тухлых яиц и относительной плотностью по воздуху 1.172.

1. Установите формулы и названия веществ **X** и **Y**, ответ подтвердите расчетом.

2. Напишите молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции **X** с соляной кислотой.

3. Растворимость соли **X** составляет 18.6 г соли на 100 г воды. Рассчитайте массовую долю (в %) и молярную концентрацию (в моль/л) **X** в насыщенном растворе (плотность раствора – 1.1 г/мл). Какую окраску приобретает лакмус в растворе **X**? Почему?

4. Из приведенного списка веществ выберите те, растворы которых будут реагировать с раствором **X**: хлорид калия, нитрат свинца (II), сульфат марганца (II), бромид лития, хлорид алюминия. Напишите молекулярные и сокращенные ионные уравнения возможных реакций. Для каждой реакции укажите признаки протекания (окраски осадков и газов).

5. К 50 г насыщенного раствора **X** добавили 66.2 г 25% раствора нитрата свинца. Рассчитайте массу (в г) выпавшего осадка и массовые доли (в %) веществ в растворе после окончания реакции.

Решение и Критерии оценивания

№	Элемент ответа (допускаются иные формулировки и способы решения, удовлетворяющие условию задачи)	Баллы
1.	Рассчитаем молярную массу газа Y: $M(Y) = 1.172 \times 29 = 34 \text{ г/моль, что соответствует сероводороду } H_2S,$ имеющему характерный запах тухлых яиц. Желто-оранжевый цвет пламени придают ионы натрия, следовательно, соль X содержит катион Na^+ и сульфид-анион S^{2-} – это сульфид натрия Na_2S	1 + 1 = 2 б 1 + 1 = 2 б
2.	Молекулярное уравнение: $Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S \uparrow$ Сокращенное ионное уравнение: $2H^+ + S^{2-} = H_2S$	1 б 1 б
3	Массовая доля Na_2S в насыщенном растворе: $\omega(Na_2S) = 18.6 / (18.6 + 100) = 0.1568 \text{ (15.68\%)}$ Для расчета молярной концентрации Na_2S возьмем 1 л раствора. $m(p-pa) = 1000 \times 1.1 = 1100 \text{ г}$ $m(Na_2S) = 1100 \times 0.1568 = 172.48 \text{ г}$ $n(Na_2S) = 172.48 / 78 = 2.21 \text{ моль}$ $C(Na_2S) = 2.21 / 1 = 2.21 \text{ моль/л (2.21 M)}$ В растворе Na_2S лакмус окрашивается в синий цвет, так как данный раствор имеет щелочную реакцию среды из-за гидролиза соли по аниону.	1 б 1 б 1 б

4.	Реакции сульфида натрия с хлоридом калия и бромидом лития протекать не будут, поскольку в этих случаях не выполняются условия протекания РИО. Для оставшихся веществ протекание реакций возможно вследствие выпадения осадков или выделения газов: а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS}\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ $\text{S}^{2-} + \text{Pb}^{2+} = \text{PbS}\downarrow$ Признак реакции – выпадение черного осадка б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{MnSO}_4 = \text{MnS}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{S}^{2-} + \text{Mn}^{2+} = \text{MnS}\downarrow$ Признак реакции – выпадение бежевого (светло-розового или телесного) осадка В реакции с хлоридом алюминия вместо РИО протекает совместный необратимый гидролиз с образованием гидроксида алюминия и сероводорода: в) $3\text{Na}_2\text{S} + 2\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ $3\text{S}^{2-} + 2\text{Al}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ Признаки реакции – выпадение белого аморфного осадка и выделение бесцветного газа с запахом тухлых яиц	1 6 0.5 6 0.5 6 0.5 6 0.5 6 0.5 6 1 6 1 6 0.5 + 0.5 = 1 6
5.	Рассчитаем количества веществ исходных реагентов: $n(\text{Na}_2\text{S}) = 50 \times 0.1568 / 78 = 0.1$ моль $n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 66.2 \times 0.25 / 331 = 0.05$ моль По уравнению реакции (а): $n(\text{Na}_2\text{S}) = n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)$, следовательно, Na_2S взят в избытке $n(\text{PbS}) = n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0.05$ моль $m(\text{PbS}) = 239 \times 0.05 = 11.95$ г После окончания реакции в растворе будут присутствовать: $n(\text{Na}_2\text{S})_{\text{изб.}} = 0.1 - 0.05 = 0.05$ моль, $m(\text{Na}_2\text{S}) = 78 \times 0.05 = 3.9$ г $n(\text{NaNO}_3) = 2n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0.1$ моль $m(\text{NaNO}_3) = 85 \times 0.1 = 8.5$ г $m(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра Na}_2\text{S}) + m(\text{р-ра Pb}(\text{NO}_3)_2) - m(\text{PbS}) =$ $= 50 + 66.2 - 11.95 = 104.25$ г $\omega(\text{Na}_2\text{S}) = 3.9 / 104.25 = 0.0374$ (3.74%) $\omega(\text{NaNO}_3) = 8.5 / 104.25 = 0.0815$ (8.15%)	1 6 1 6
	Итого	20 баллов

Задача 4. Окислители и восстановители

Многие химические реакции являются окислительно-восстановительными (ОВР), то есть при их протекании один или несколько элементов меняют свои степени окисления. Для их анализа необходимо определить окислитель и восстановитель и написать схемы отдачи или присоединения электронов.

1. Чему равна максимальная положительная степень окисления, встречающаяся в известных химических соединениях? Приведите примеры двух элементов, которые могут проявлять эту степень окисления и формулы двух оксидов, в которых она реализуется. Известно, что в одном из этих оксидов массовая доля кислорода составляет 25.2%.

2. Дайте определение понятию «окислитель». Приведите формулы четырех простых веществ, образованных элементами 2 и 3 периодов ПСХЭ, которые выступают в ОВР в качестве типичных окислителей. Для каждого из них напишите реакцию с алюминием.

3. Из следующего списка сложных веществ запишите сначала формулы типичных восстановителей, а затем формулы типичных окислителей: серная кислота, перманганат калия, сероводород, перхлорат калия, аммиак, гидрид кальция. Напишите уравнение реакции перманганата калия с сероводородом в присутствии серной кислоты, составьте для нее схему электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

4. Особым случаем ОВР являются реакции диспропорционирования. Известным примером таких реакций является взаимодействие серы с раствором гидроксида натрия. Напишите уравнение данной реакции и рассчитайте массу серы (в г), которая может раствориться при кипячении в 80 г 10% раствора гидроксида натрия.

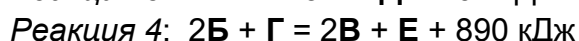
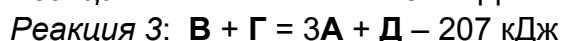
Решение и Критерии оценивания

№	Элемент ответа (допускаются иные формулировки и способы решения, удовлетворяющие условию задачи)	Баллы
1.	Максимальная положительная степень окисления, встречающаяся в известных химических соединениях, равна +8. Соединения с такой степенью окисления встречаются среди оксидов состава ЭO_4 некоторых элементов 8 группы – осмия Os, рутения Ru и ксенона Xe (оцениваются два любых элемента из приведенных). Определим оксид ЭO_4 с массовой долей кислорода 25.2%: $M(\text{ЭO}_4) = 16 \times 4 / 0.252 = 254 \text{ г/моль}$ $M(\text{Э}) = 254 - 16 \times 4 = 190 \text{ г/моль}$ – это осмий, оксид OsO_4 Другие возможные оксиды – RuO_4 и XeO_4 (оценивается один любой из этих оксидов).	1 6 $2 \times 1 = 2 6$ 1 6 1 6
2.	Окислитель – это атом или другая частица, которая в ходе реакции присоединяет электроны, то есть понижает свою степень окисления. Типичными окислителями выступают простые вещества неметаллов с высокими электроотрицательностями. Среди простых веществ элементов 2 и 3 периодов ПСХЭ типичными окислителями являются F_2, Cl_2, O_2, O_3. В реакциях с данными окислителями алюминий переходит в степень окисления +3: $2\text{Al} + 3\text{F}_2 = 2\text{AlF}_3$ $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $4\text{Al} + 4\text{O}_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$	1 6 $4 \times 0.5 = 2 6$ $4 \times 1 = 4 6$

3	Типичными окислителями являются вещества, содержащие элементы в высших степенях окисления, а типичными восстановителями – вещества, содержащие элементы в низших степенях окисления. Из представленного перечня веществ: а) восстановители: H_2S, NH_3, CaH_2 б) окислители: H_2SO_4, KMnO_4, KClO_4 Уравнение реакции перманганата калия с сероводородом в присутствии серной кислоты: $5\text{H}_2\text{S} + 8\text{KMnO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 = 8\text{MnSO}_4 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ <i>Схема электронного баланса:</i> <table border="1"> <tr> <td>$\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} = \text{Mn}^{+2}$</td> <td>8</td> <td>окислитель</td> </tr> <tr> <td>$\text{S}^{-2} - 8\text{e} = \text{S}^{+6}$</td> <td>5</td> <td>восстановитель</td> </tr> </table>	$\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} = \text{Mn}^{+2}$	8	окислитель	$\text{S}^{-2} - 8\text{e} = \text{S}^{+6}$	5	восстановитель	6×0.5 = 3 б 2 б 1 б
$\text{Mn}^{+7} + 5\text{e} = \text{Mn}^{+2}$	8	окислитель						
$\text{S}^{-2} - 8\text{e} = \text{S}^{+6}$	5	восстановитель						
4.	Уравнение реакции диспропорционирования серы: $3\text{S} + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $n(\text{NaOH}) = 80 \times 0.1 / 40 = 0.2$ моль По уравнению реакции $n(\text{S}) = 0.5n(\text{NaOH}) = 0.1$ моль. $m(\text{S}) = 32 \times 0.1 = 3.2$ г	1 б 1 б						
	Итого	20 баллов						

Задача 5. Газовая задача

Газ **А** при комнатной температуре является достаточно инертным и не реагирует с большинством простых веществ, в том числе с газом **Б**. Однако, если смесь **А** + **Б** поджечь, то происходит очень бурная экзотермическая реакция с образованием вещества **В** (реакция 1), часто приводящая ко взрыву. В лаборатории газ **А** чаще всего получают действием соляной кислоты на цинк (реакция 2), а в промышленности – по реакции **В** с основным компонентом природного газа **Г** (реакция 3). Реакция 3 протекает при 800–1000°С с образованием смеси газов **А** и **Д**. Данная реакция является эндотермической, поэтому для нагрева реакционной смеси обычно используют теплоту реакции **Б** + **Г** (реакция 4). Ниже приведены термохимические уравнения трех описанных реакций со стехиометрическими коэффициентами:



1. Смесь 2 моль **А** и 1 моль **Б** имеет среднюю молярную массу 12 г/моль. Рассчитайте мольные доли (в %) газов в этой смеси и молярную массу газа **Б**.

2. Установите формулы веществ **А** – **Е**.

3. Напишите уравнения реакций 1–4.

4. Рассчитайте количество теплоты (в кДж), которое выделится при поджигании смеси 672 мл **А** и 672 мл **Б** (при н.у.).

5. Рассчитайте количество теплоты (в кДж), которое выделится при реакции 10 кг газа **Г** с избытком **Б**. Сколько кг газа **А** можно получить по реакции 3, используя эту теплоту?

Решение и Критерии оценивания

№	Элемент ответа (допускаются иные формулировки и способы решения, удовлетворяющие условию задачи)	Баллы
1.	Мольные доли газов в смеси 2 моль А и 1 моль Б: $\chi(\text{А}) = 2/3 = 0.6667$ или 66.67% $\chi(\text{Б}) = 1/3 = 0.3333$ или 33.33% Из описания способа получения А (реакция 2) следует, что газ А – водород H_2. Тогда для смеси А и Б можем записать уравнение: $2 \times 0.6667 + M(\text{Б}) \times 0.333 = 12$, откуда $M(\text{Б}) = 32 \text{ г/моль}$	1 6 1 6 1 6
2.	Газом Б с молярной массой 32 г/моль является кислород O_2. При реакции водорода с кислородом образуется вода H_2O – вещество В. В промышленности водород получают при реакции метана CH_4 (газа Г) с водяным паром, при этом образуется смесь водорода и угарного газа CO – вещества Д. При сгорании метана образуется углекислый газ CO_2 – газ Е. Таким образом, А – H_2 Б – O_2 В – H_2O Г – CH_4 Д – CO Е – CO_2	6×1 = 6 6
3	Реакция 1: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ Реакция 2: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ Реакция 3: $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_2 + \text{CO} \text{ (800–1000°С)}$ Реакция 4: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	4×1 = 4 6

4.	Рассчитаем количества веществ исходных реагентов: $n(\text{H}_2) = n(\text{O}_2) = 0.672 / 22.4 = 0.03$ моль Согласно стехиометрии <i>реакции 1</i>, кислород взят в избытке, а водород прореагирует полностью. $Q = 572 \times 0.03 / 2 = \mathbf{8.58}$ кДж	2 б
5.	В <i>реакцию 4</i> вступает: $n(\text{CH}_4) = 10000 / 16 = 625$ моль $Q = 625 \times 890 = \mathbf{556250}$ кДж В <i>реакции 3</i> для получения 3 моль H_2 необходимо 207 кДж, тогда $m(\text{H}_2) = 3 \times 2 \times 556250 / 207 = 16123 \text{ г} = \mathbf{16.123 \text{ кг}}$	2 б 3 б
	Итого	20 баллов