**Задание 1. (авторы В.А. Емельянов, Д.Е. Насохов).**

1. По содержанию в воздухе «огненного», и «безжизненного» (по Кавендишу «испорченного») воздуха, в пропорциях 1/5 и 4/5 объема соответственно, можно сделать вывод о том, что «огненный» воздух – кислород (21 об. % в воздухе), «безжизненный» – азот (78 об. % в воздухе). Тогда «фиксируемым» воздухом, скорее всего, называли углекислый газ (0,03-0,04 об. % в воздухе). Название «магнезия» наводит на мысль о том, что это соединение магния, выделяющее CO_2 , при нагревании, скорее всего карбонат магния. При ее нагревании потеря массы составляет $44/84,3 = 0,53 = 25/48$, что совпадает с данными Блэка.

б) Поскольку молярные и объемные проценты для газовых смесей совпадают, для любого газа этот коэффициент равен единице.

а) Чтобы пересчитать объемные (они же молярные, см. п. а) проценты в массовые, надо умножить их на коэффициент, равный отношению молярной массы газа к 29 – средней молярной массе воздуха:

для O_2 – $32/29 = 1,103$; для N_2 – $28/29 = 0,966$; для CO_2 – $44/29 = 1,517$.

2. Современные названия: мягкая магнезия – карбонат магния – MgCO_3 , горькая соль – сульфат магния – MgSO_4 (точнее, его гептагидрат, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), поташ – карбонат калия – K_2CO_3 , кислота купороса – серная кислота – H_2SO_4 , кислота селитры – азотная кислота – HNO_3 , кислота обыкновенной соли – соляная кислота – HCl .

3. Уравнения реакций: [1] $\text{MgSO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgCO}_3 \downarrow$; [2] $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;

[3] $\text{MgCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$; [4] $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;

[5] $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{CO}_2 \uparrow$; [6] $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; [7] $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$;

[8] $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; [9] $\text{Sn} + \text{O}_2 = \text{SnO}_2$ (78,8 % Sn); [10] $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ (72,4 % Fe);

[11] $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$; [12] $2\text{P} + 5\text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5$ (или P_2O_3).

4. В настоящее время в промышленности азот и кислород получают перегонкой жидкого воздуха.

В лаборатории азот получают нагреванием смеси растворов солей аммония с нитритами щелочных металлов или термолизом азидов натрия: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNNO}_2 \xrightarrow{t} \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 \uparrow$, $2\text{NaN}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Na} + 3\text{N}_2 \uparrow$.

Кислород получают электролизом водного раствора щелочи или каталитическим разложением перекиси водорода: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$; $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (kt = MnO_2 и др. соедин-я перех. металлов).

5. Уравнения реакций:

[13] $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$; [14] $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; [15] $2\text{NO}_2 + 2\text{KOH} = \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; [16] $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$.

Основной способ фиксации азота, в настоящее время использующийся в промышленности, это синтез аммиака: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow[t=450-550^\circ\text{C}, p=100-1000 \text{ атм}, kt=\gamma\text{-Fe}]{} 3\text{NH}_3$. Он называется процессом Габера-Боша (или процессом Габера).

6. Рамзай и Рэлей в 1894 г. сообщили об открытии аргона, объемная доля которого в воздухе, по данным Рамзая, составляет немногим менее $0,1/10 = 0,01$ или 1 %. Данные Рэрея, представленные в задаче, более точны, проведем вычисления по ним, как требуется в условии задачи.

а) Известно, что средняя молярная масса воздуха составляет 29 г/моль, тогда в 1 моле воздуха содержится $0,01288 \cdot 29 = 0,37352$ г аргона. При молярной массе аргона 39,95 г/моль, его количество в 1 моле воздуха составит $0,37352/39,95 = 9,350 \cdot 10^{-3}$ моля. Таким образом, молярная (она же и объемная) доля аргона в воздухе составляет 0,00935 или 0,935 %.

б) Количество аргона в 1 м³ воздуха, по данным Рэрея, составляет $15,28/39,95 = 0,3825$ моля, количество его атомов $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,3825 = 2,30 \cdot 10^{23}$.

в) Вычислим температуру, при которой Рэлей измерял объем воздуха. Количество аргона в 1 м³ воздуха 0,3825

моля, а количество молей воздуха в 1 м^3 при этой температуре найдем из мольной доли аргона $0,3825/0,00935 = 40,91$ моль. Из уравнения Менделеева-Клапейрона следует:

$$T = pV/\nu R = 1 \cdot 1000 / (40,91 \cdot 0,082) = 298,1 \text{ К или } 298,1 - 273,15 = 24,95, \approx 25 \text{ }^\circ\text{C}.$$

7. Элемент, который впервые был обнаружен на Солнце, а уже потом – в минерале клевеите (как один из продуктов ядерного распада урана), это гелий. Его Рамзай и обнаружил на Земле в 1895 г. Следующие 3 газа, входящих в состав воздуха, об открытии которых Рамзай сообщил в 1898 г., это неон, криптон и ксенон.

Рамзай предложил поместить открытые им элементы в нулевую группу и только спустя более, чем полвека этой группе присвоили вначале номер VIIIA, а затем номер 18. Общее название элементов этой группы благородные газы, инертные газы, иногда встречаются названия редкие газы и аэрогены.

Перевод латинских названий благородных газов на русский язык соотносится с названиями элементов следующим образом: затаившийся – криптон, инертный – аргон, чужой – ксенон, лучистый – радон, солнечный – гелий, новый – неон.

8. Единственный благородный газ, не имеющий стабильных изотопов, это радон (элемент X). Число протонов в составе его ядер определяется порядковым номером в ПС и равно 86, массовое число его наиболее устойчивого изотопа приведено в ПС и составляет 222, откуда число нейтронов в составе этого ядра равно $222 - 86 = 136$. Уравнения ядерных реакций (последовательно): [17] ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^4_2\text{He}$,

[18] ${}^{234}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{234}_{91}\text{Pa} + {}^0_{-1}\text{e}$, [19] ${}^{234}_{91}\text{Pa} \rightarrow {}^{234}_{92}\text{U} + {}^0_{-1}\text{e}$, [20] ${}^{234}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{230}_{90}\text{Th} + {}^4_2\text{He}$, [21] ${}^{230}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{226}_{88}\text{Ra} + {}^4_2\text{He}$, [22] ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$.

9. Количество урана $\nu({}^{238}\text{U}) = 1000/238 = 4,20$ моль $\Rightarrow$ образуется 4,2 моль радона и $4,2 \cdot 4 = 16,8$ моль гелия, помножив на атомные массы получим 932 г радона и 67,2 г гелия.

Время 11,4 суток - это $11,4/3,8 = 3$ периода полураспада. За время полураспада остается $\frac{1}{2}$ от исходного количества атомов, за 2 периода полураспада – $\frac{1}{2} \cdot \frac{1}{2}$, за 3 – $\frac{1}{2}^3$, т.е. $\frac{1}{8}$ часть. Отсюда следует, что после хранения в течение 11,4 суток останется: $m = 12/8 = 1,5$ г радона.

Можно было ожидать, что наибольшее число соединений будет получено для элемента с наибольшим радиусом, т.е. радона, но радон мы исключили в условии задачи. Следующий на очереди – ксенон. Проверим, составив уравнение для вычисления формулы фторида: $19 \cdot x / (19 \cdot x + 131,3) = 22,45/100$. Получаем $x=2$, тогда фторид - XeF_2 , а элемент Y – ксенон. Уравнения реакций:

[23] $4\text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{S} = 4\text{Xe} + \text{SF}_6 + 2\text{HF}$; [24] $2\text{XeF}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Xe} + \text{O}_2 + 4\text{HF}$; [25] $\text{XeF}_2 + 2\text{HCl} = \text{Xe} + 2\text{HF} + \text{Cl}_2$.

10. Компонент атмосферного воздуха, содержание которого довольно велико (3,1 % - это очень большая величина, такой компонент невозможно не заметить), но очень сильно зависит от многих внешних факторов, это вода. Именно по той причине, что ее содержание в воздухе колеблется в больших пределах, в справочниках и учебниках приводят состав сухого воздуха.

Второй вопрос (какой воздух тяжелее – сухой или мокрый) имеет давнюю историю. Несмотря на очевидный верный ответ, на него очень часто отвечают неправильно, ассоциируя воздух с обычными вещами, которые увеличивают свой вес при намокании. На самом деле водяной пар (газообразная вода) имеет молярную массу 18 г/моль, а средняя молярная масса воздуха 29 г/моль. Поэтому воздух с высоким содержанием водяных паров будет легче, чем более сухой воздух.

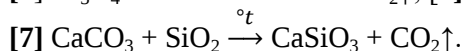
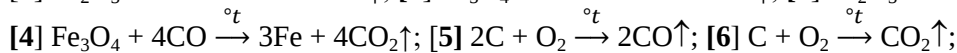
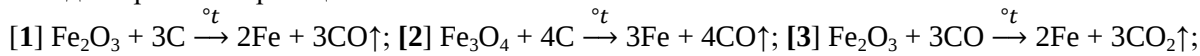
Система оценивания:

1.	Формулы, названия воздушов, их содержание и коэффициенты пересчета в массовые проценты по 0,5 б., в мольные 1 б. за все 3.	$(0,5 \cdot 4) \cdot 3 + 1 = 7 \text{ б.}$
2.	Формулы и названия веществ по 0,5 б.	$(0,5 + 0,5) \cdot 6 = 6 \text{ б.}$
3.	Уравнения реакций [1] – [12] по 1 б.	$1 \cdot 12 = 12 \text{ б.}$
4.	Перегонка жидкого воздуха 1 б., лаб. способы по 1 б.	$1 + (1 + 1) \cdot 2 = 5 \text{ б.}$
5.	Уравнения реакций [13] – [16] по 1 б., способ фиксации 2,5 б. (уравнение реакции 1 б., t, p и kt по 0,5 б.), Габера 0,5 б.	$1 \cdot 4 + 2,5 + 0,5 = 7 \text{ б.}$
6.	Аргон 1 б., расчеты а-в по 2 б.	$1 + 2 \cdot 3 = 7 \text{ б.}$
7.	Гелий 0,5 б., неон, криптон и ксенон 0,5 б. за все 3, группа 0,5 б. (0, VIIIA или 18), название 0,5 б., верное соотношение по 0,5 б.	$0,5 \cdot 4 + 0,5 \cdot 6 = 5 \text{ б.}$
8.	Радон и состав ядра по 1 б., уравнения ядерных реакций [17] – [22] по 0,5 б.	$1 + 1 + 0,5 \cdot 6 = 5 \text{ б.}$
9.	Массы гелия и радона из 1 кг урана по 1 б., масса образца через 11,4 суток 2 б.	$1 + 1 + 2 = 4 \text{ б.}$
10.	Ксенон 1 б., формула фторида 1 б., уравнения реакций [23] – [25] по 1 б.	$1 + 1 + 1 \cdot 3 = 5 \text{ б.}$
11.	Вода 1 б., верный ответ 0,5 б., обоснование 0,5 б.	$1 + 0,5 \cdot 2 = 2 \text{ б.}$
	Всего:	65 баллов

Задание 2. (авторы И.А. Трофимов, А.С. Романов).

1. Бронза – сплав меди с оловом; значит, дефицитным компонентом было **олово**. Примечательно, что до сих пор точно не известен его источник; скорее всего, торговля оловом велась с народами Британских островов. Древние цивилизации сейчас часто воспринимаются, как примитивные, но, как минимум, возможность поддержки торговых связей между Критом, Египтом и Британскими островами даже в то время показывает, что они были достаточно продвинутыми.

2. Знание истории в совокупности с описанием метода выделения металла **X**, названием его минералов и использовании его сплавов с углеродом наводит на вывод о том, что **X – железо**. Оксиды **A – Fe₂O₃** и **B – Fe₃O₄**, что можно подтвердить также расчётом по массовой доле металла, зная, что искомые вещества – оксиды. Уравнения реакций:



Найдем массовые доли оксидов в руде. Положим, что есть 100,0 г руды, тогда 91,00 г приходится на оксиды железа. Масса железа в этих оксидах может быть выражена через массы компонентов смеси: $m_A\omega_A + m_B\omega_B = 64,08$; при этом имеем в виду $m_A + m_B = 91$ и $\omega_A = 0,7$, $\omega_B = 0,7241$. Решением этого уравнения является пара $m_A = 75,23$ и $m_B = 15,77$. Тогда массовые доли оксидов в руде: **A – 75,23%** и **B – 15,77%**.

3. Сплавы железа с высоким массовым содержанием углерода называют чугуном, а с низким (менее 2,14%) – сталью.

Как говорилось ранее, на Земле железо встречается в виде различных минералов, как правило, сульфидных или оксидных, в самородном виде не встречается из-за склонности к окислению в атмосфере Земли. Тогда логично ожидать возможность наличия самородного железа на небесных телах без атмосферы или с инертной атмосферой – ближайшим таким местом является Луна. Также засчитывается указание на наличие неокисленного железа в земном ядре; хотя оно несомненно ближе, чем Луна, доступность железа в земном ядре крайне сомнительна.

4. Так как антрацит – это тип угля, то в его составе точно есть C. По наличию азота после поглощения всех остальных компонентов газовой смеси устанавливается наличие N в антраците. Наконец, по наличию параметра влажности у антрацита устанавливается наличие H и O.

Уравнения реакций: **[8]** $n\text{P}_4\text{O}_{10} + 2n\text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{HPO}_3)_{4n}$; **[9]** $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.

Медь играет две роли: поглотителя кислорода и восстановления азота из оксидов.

5. Сначала антрацит нагревают в токе азота, при этом не происходит горения, но при этой температуре теряется масса; она соответствует массе адсорбированной воды (масса угля с адсорбированной влагой называется рабочей массой, масса угля без адсорбированной влаги – сухая масса, масса угля без адсорбированной влаги и золы – горючая масса, а если убрать ещё массу серы то получим органическую массу). Тогда влажность антрацита равна $(m_{\text{антр}} - m_{\text{сух}})/m_{\text{антр}} = (15,00 - 14,46)/15,00 = 0,036$ или **3,6%**. Найдём теперь массы элементов, входящих в сухой антрацит. Легче всего найти массу азота: $m_N = m_{N_2} = M_r \cdot n_{N_2} = M_r \cdot (V_{N_2}/V_M) = 28 \cdot (0,05784/22,4) = \mathbf{0,07230 \text{ г}}$. Затем находятся массы углерода: $m_C = M_r(\text{C}) \cdot n_C = M_r(\text{C}) \cdot n_{\text{CaCO}_3} = M_r(\text{C}) \cdot (m_{\text{CaCO}_3}/M_r(\text{CaCO}_3)) = 12 \cdot (106,3/100) = \mathbf{12,76 \text{ г}}$ – и водорода: $m_H = M_r(\text{H}) \cdot n_H = M_r(\text{H}) \cdot 2n_{H_2O} = M_r(\text{H}) \cdot (m_{H_2O}/M_r(\text{H}_2O)) = 1 \cdot 2(2,954/18) = \mathbf{0,3282 \text{ г}}$. Суммарная масса этих элементов и золы равна $m_{\text{сум}} = m_C + m_H + m_N + m_{\text{золы}} = 14,12 \text{ г} \neq m_{\text{сух}}$. Наличие разницы в массе может соответствовать неучтённому элементу, содержащемуся в горючей массе и попавшему в продукты горения. Наиболее очевидный такой элемент – это кислород. Массовые доли C, H и N находим по формуле $\omega_{\text{эл}} = m_{\text{эл}}/m_{\text{сух}}$, долю O – путём вычитания известных долей (C, H, N и золы) из 100%. Получаем такое массовое содержание элементов: **C – 88,24%**, **H – 2,270%**, **N – 0,5000%**, **O – 2,350%**.

Если считать кислород в сухой массе с учётом кислорода, содержащегося в соединениях золы (в первую очередь оксидов кремния, в меньшей степени алюминия, и в еще меньшей – остальных элементов) то с хорошей точностью можно считать, что половина массы золы – это тоже кислород. Тогда кислорода в антраците было еще $0,5 \cdot 0,9601 = 0,48 \text{ г}$, что составит еще $0,48/(15 - 0,9601) = 0,0342$ или **3,42 %**. Таким образом, оценка общего содержания кислорода в сухой массе - $2,35 + 3,42 = \mathbf{5,77 \%}$.

Если посчитать, что приходится на все остальные элементы, то выходит $100 - 5,77 - 0,5 - 2,27 - 88,24 = 3,22 \text{ %}$ или $0,0322 \cdot (15 - 0,9601) = 0,452 \text{ г}$. От массы золы это составит $0,452/0,9601 = 0,471$ или **47,1 %**. Это практически совпадает с нашим допущением о том, что половина массы золы – это кислород, а половина – остальные элементы.

И, наконец, можно попытаться оценить содержание в сухой массе еще и такого элемента, как кремний. Его массовая доля в земной коре, по разным источникам, составляет **27,6-29,5 %**, т.е. больше четверти массы

(четверть – это число, которое можно помнить, точнее – уже сомнительно). Приняв, что в золе его содержание приблизительно такое же (а скорее, даже больше), оценим его массу: $0,9601 \cdot 0,25 = 0,2400$ г, что составит $0,24 / (15 - 0,9601) = 0,0171$ или 1,7 %. Если взять для оценки массовую долю кремния 0,3, то получится 2,05 %. В любом случае выходит, что кремния в этом образце антрацита больше, чем азота, и кремний, как один из 4 основных элементов антрацита тоже будет зачтен как правильный ответ.

Упрощенная схема реакции горения антрацита: $C_aH_bN_dO_e + (a+b/4-e/2)O_2 \rightarrow aCO_2 + (b/2)H_2O + (d/2)N_2$. По следствию из закона Гесса $\Delta Q_{сгор.} = aQ_{обр.}(CO_2) + \frac{b}{2}Q_{обр.}(H_2O)$.

Для водородсодержащего топлива существуют две удельных теплоты сгорания: высшая, составляющая количество выделившегося тепла при условии образования жидкой воды, и низшая, отличающаяся от высшей на теплоту испарения воды.

Для нахождения теплоты сгорания исходного антрацита используем количества образовавшихся CO_2 (равно таковому $CaCO_3$) и H_2O , полученные ранее. Для высшей теплоты расчет будет заметно проще:

$Q_{сгор. высш.} = n_{CO_2} Q_{обр.}(CO_{2(г)}) + n_{H_2O} Q_{обр.}(H_2O_{(ж)}) = 1,063 \cdot 393,5 + 0,1641 \cdot 285,8 = 465,19$ кДж. Удельная высшая теплота сгорания составит: $Q_{уд. высш.} = \frac{Q_{сгор. высш.}}{m_{антр}} = \frac{0,46519 \text{ МДж}}{0,015 \text{ кг}} = 31,01$ МДж/кг.

Для расчета низшей теплоты надо учесть затраты тепла на испарение воды, образовавшейся при сгорании сухого антрацита, а также на испарение влаги, изначально содержащейся в образце антрацита.

$Q_{сгор. сух. низш.} = n_{CO_2} Q_{обр.}(CO_{2(г)}) + n_{H_2O} Q_{обр.}(H_2O_{(г)}) = n_{CO_2} Q_{обр.}(CO_{2(г)}) + n_{H_2O} [Q_{обр.}(H_2O_{(ж)}) - Q_{исп.}(H_2O)] = 1,063 \cdot 393,5 + 0,1641 \cdot (285,8 - 44,00) = 458,0$ кДж. $Q_{исп. влаги} = n_{влаги} Q_{исп.}(H_2O) = (m_{влаги} / M_r(H_2O)) \cdot Q_{исп.}(H_2O) = 1,32$ кДж. В итоге $Q_{сгор. низш.} = Q_{сгор. сух.} - Q_{исп. влаги} = 456,7$ кДж тепла выделится при сжигании 15,00 г антрацита при условии образования воды в виде газа. Для нахождения низшей удельной теплоты сгорания разделим теплоту на массу: $Q_{уд. низш.} = \frac{Q_{сгор. низш.}}{m_{антр}} = \frac{0,4567 \text{ МДж}}{0,015 \text{ кг}} = 30,45$ МДж/кг.

Наконец, если не подумать о необходимости затрат тепла на испарение исходной влаги, получится промежуточное значение $Q_{сгор. промеж.} = 458,0$ кДж и $Q_{уд. промеж.} = \frac{Q_{сгор. промеж.}}{m_{антр}} = \frac{0,45 \text{ МДж}}{0,015 \text{ кг}} = 30,53$ МДж/кг.

Все три значения хорошо сходятся с реальными значениями удельной теплоты сгорания антрацита, несмотря на применённые оценки и приближения. Понятно, что низшая теплота сгорания более всего соответствует реальности, однако в справочниках чаще приводят значения высшей теплоты сгорания. Тогда логичнее всего будет зачесть любое из трех приведенных вычислений как правильное.

6. Сера содержится в нефти в виде сероводорода, меркаптанов и ароматических серосодержащих веществ (например, тиофена). Эти соединения являются каталитическими ядами (деактивируют катализатор), а продукты их сгорания агрессивны по отношению к материалам двигателей, что приводит к коррозии. Из-за этого и требуется проводить обессеривание.

7. При сжигании разбавленного образца нефти образуются CO_2 , H_2O , N_2 и SO_2 . При пропускании такой смеси в раствор перекиси водорода протекает реакция окисления сернистого газа: **[10]** $SO_2 + H_2O_2 \rightarrow H_2SO_4$. При этом остальные продукты сгорания не влияют на определение серы. Найдем массу серы, которая содержится в выпавшем осадке сульфата бария по реакции **[11]** $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2HCl$:

$m(S) = 0,2554 \cdot \frac{32}{233} = 0,03508$ г, теперь можно найти массовое содержание серы в нефти с учётом разбавления: $\omega(S) = \frac{0,03508}{10,00 - 0,836} = 0,42\%$.

8. Исходя из метода получения соли **С** наиболее логично предположить, что она является хлоридом металла **М** – MCl_n , где n – степень окисления **М** в его хлориде. Тогда при действии нашатырного спирта (водный раствор аммиака) на раствор этой соли скорее всего выпадает осадок гидроксида, который при прокаливании образует оксид M_2O_n массой 1,234 г. Теперь можно установить молярную массу металла **М**: $2n(M_2O_n) = n(MCl_n) \Rightarrow 2 \cdot \frac{1,234}{2M+16n} = \frac{3,23}{M+35,5n} \Rightarrow M = 9n$. При $n = 1$ получаем **М** – Ве, однако для бериллия нехарактерна степень окисления +1. Для $n = 2$ металла не существует, а для $n = 3$ получаем **М** – **Al**, для которого как раз характерна степень окисления +3 и описанные химические свойства. Тогда **С** – $AlCl_3$.

Уравнения реакций: **[12]** $Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2AlCl_3 + 3CO \uparrow$; **[13]** $AlCl_3 + 3K(Hg) \xrightarrow{t} Al + 3KCl + 3Hg \uparrow$;

[14] $AlCl_3 + 3NH_3 + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3NH_4Cl$; **[15]** $2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 3H_2O$.

Амальгама — это сплав металла со ртутью.

9. Определим элементы, входящие в состав данного сплава. Судя по предисловию в п. **8**, в состав данного сплава должен входить алюминий (Al). Определим металл, образующий оксид с массовым содержанием кислорода 40,00%: $0,4000 = \frac{16n}{16n+2M} \Rightarrow M = 12n$, откуда получаем магний (Mg) при $n = 2$. При $n = 4$ также

подходит и титан, но при реакции с азотной кислотой он образует нерастворимый осадок $\text{TiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Судя по голубому раствору нитрата металла и черному осадку сульфида, в состав данного сплава входит медь (Cu), а по фиолетовому цвету раствора после окисления пероксодисульфатом натрия можно установить присутствие марганца (Mn). Сначала сплав растворили в азотной кислоте: $[\mathbf{16-19}] \text{Al} + 6\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{от}} \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Mg} + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{от}} \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{от}} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Mn} + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{от}} \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$. Далее к данному азотнокислomu раствору добавили избыток щелочи: $[\mathbf{20-21}] \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$; $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$;

$[\mathbf{22}] \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$; $[\mathbf{23}] \text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $[\mathbf{24}] \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaNO}_3$. Далее через щелочной раствор гидроксокомплекса алюминия пропускали углекислый газ: $[\mathbf{25}] \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_{2(\text{изб})} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaHCO}_3$; $[\mathbf{26}] \text{NaOH} + \text{CO}_{2(\text{изб})} \rightarrow \text{NaHCO}_3$. Далее гидроксид алюминия отфильтровали и прокалили, в результате чего образовался Al_2O_3 массой 17,89 г, что соответствует 9,471 г алюминия в сплаве. Далее осадки гидроксидов магния, марганца и меди были переведены в раствор нитратов с помощью азотной кислоты, а далее медь осадили с помощью сероводорода: $[\mathbf{27}] \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$. Масса сульфида меди, равная 0,5715 г, соответствует 0,3800 г меди в сплаве. После избавления от меди марганец окисляют до перманганата при помощи пероксодисульфата натрия в азотнокислой среде: $[\mathbf{28}] 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaMnO}_4 + 4\text{NaNO}_3 + 4\text{NaHSO}_4 + 6\text{H}_2\text{SO}_4$. Продукт Na_2SO_4 вместо NaHSO_4 засчитывается. $[\mathbf{29}] 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Также в осадок при этом выпадает гидроксид магния, который при прокаливании образует MgO массой 0,2000 г, что соответствует 0,1200 г магния в сплаве. Рассчитаем массовое содержание металлов в сплаве: $\omega(\text{Al}) = \frac{9,471}{10,00} = 94,71\%$; $\omega(\text{Cu}) = \frac{0,3800}{10,00} = 3,800\%$; $\omega(\text{Mg}) = \frac{0,1200}{10,00} = 1,200\%$; $\omega(\text{Mn}) = \frac{10,00 - 9,471 - 0,3800 - 0,1200}{10,00} = 0,2900\%$.

10. В XX веке человечество научилось проводить контролируемые цепные ядерные реакции для получения энергии, такие ядерные реакторы используют в качестве топлива элемент уран, конкретно его изотоп ^{235}U .

Система оценивания:

1.	Указание на олово – 1 б.	1 б.
2.	Формулы A, B и X , уравнения реакций 1–7 , составление выражения для массовой доли X и доля каждого оксида – по 1 б.	$3 \cdot 1 + 7 \cdot 1 + 3 \cdot 1 = 13 \text{ б.}$
3.	Названия двух типов сплавов по 1 б., ближайший природный источник X – 0,5 б.	$2 \cdot 1 + 0,5 = 2,5 \text{ б.}$
4.	4 элемента – по 0,5 б., уравнения реакций 8–9 – по 1 б., цели использования меди – по 0,5 б.	$4 \cdot 0,5 + 2 \cdot 1 + 2 \cdot 0,5 = 5 \text{ б.}$
5.	Расчёт влажности антрацита, массовых долей C, H, N по 1 б. Для кислорода: учет его количества в газовой смеси и в золе по 1 б. Расчёт удельной теплоты сгорания 2 б.	$1 + 1 \cdot 3 + 2 + 2 = 8 \text{ б.}$
6.	Две причины для обессеривания – по 0,5 б.	$0,5 + 0,5 = 1 \text{ б.}$
7.	Уравнение реакций 10 и 11 по 1 б., масса серы в осадке – 1 б., массовое содержание серы в образце нефти – 2 б. (1 балл если не учтено разбавление)	$2 \cdot 1 + 1 + 2 = 5 \text{ б.}$
8.	Металл M – 1 б., за уравнения реакций 12–15 и формулу соли C – по 1 б., за определение амальгамы – 0,5 б.	$1 + 4 \cdot 1 + 1 + 0,5 = 6,5 \text{ б.}$
9.	За символы элементов в сплаве и уравнения реакций 16–29 по 1 б., за массовое содержание каждого элемента – по 2 б.	$4 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 4 \cdot 2 = 26 \text{ б.}$
10.	Указание на уран – 1 б.	1 б.
	Всего:	59 баллов

Задание 3. (автор Н.В. Рубан).

1. Рассчитаем молярную массу лактозы: Q (1 моль) = 1345 ккал или $1345 \cdot 4,2 = 5649$ кДж.

$M = \Delta H$ (1 моль) / ΔH (1 г) = 342 г/моль.

Брутто-формула лактозы: $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y \Rightarrow 12 \cdot x + 18 \cdot y = 342$.

Составим второе уравнение: $6,02 \cdot 10^{23} \cdot (x + 3 \cdot y) = 2,71 \cdot 10^{25} \Rightarrow x + 3 \cdot y = 45$.

Решением системы уравнений являются $x = 12$, $y = 11$. Брутто-формула лактозы – $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

2. [1] $2\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 35\text{O}_2 = 24\text{CO}_2 + 22\text{H}_2\text{O}$.

3. Вычислим массу молока: $m = \rho \cdot V = 1000 \cdot 1,03 = 1030 \text{ г} \Rightarrow m_{\text{лактозы}} = 0,04 \cdot 1030 = 41,2 \text{ г} \Rightarrow$ при сгорании всей

лактозы выделится $41,2 \cdot 16,5 = 679,8$ кДж.

4. При сгорании $0,04 \cdot 100 = 4$ г лактозы выделится $16,5 \cdot 4 = 66$ кДж или $66/4,2 = 15,7$ ккал, что составляет $15,7/54 = 0,291$ или $29,1$ % от общей энергетической ценности молока.

5. Гидролиз – процесс взаимодействия вещества с водой, в результате которой происходит разложение этого вещества и воды с образованием новых соединений.

Катализатор - химическое вещество, ускоряющее реакцию, но не расходуемое в процессе реакции.

6. [2] $C_{12}H_{12}O_{22} + H_2O = C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$.

7. $[L]_0 = 200 \cdot 1,03 \cdot 0,02 / (342 \cdot 0,2) = 0,0602$ М.

$V_{\text{(нач)}} = k_2[\Phi]_0[L]_0 / ([L]_0 + K_M) = 1,0097 \cdot 4 \cdot 10^{-9} \cdot 0,0602 / (0,0602 + 0,0024) = 3,88 \cdot 10^{-9}$ М/с.

8. Вычислим концентрацию добавленного фермента из БАД «Лактазар»:

$[\Phi]_0 \text{ (лактазар)} = n(\Phi) / V_{\text{среды}} = m(\Phi) / (M(\Phi) \cdot V_{\text{среды}}) = 0,0585 / (320000 \cdot 0,2) = 9,14 \cdot 10^{-7}$ М. Для большей точности следует учесть исходную концентрацию фермента в молоке $[\Phi]_0 = 4 \cdot 10^{-9}$ М.

$[\Phi]_0 \text{ (сумм.)} = [\Phi]_0 \text{ (лактазар)} + [\Phi]_0 \text{ (в молоке)} = 9,14 \cdot 10^{-7} + 4 \cdot 10^{-9} = 9,18 \cdot 10^{-7}$ М.

$V_{\text{(нач. с лактазаром)}} = k_2[\Phi]_0 \text{ (сумм.)} [L]_0 / ([L]_0 + K_M) = 1,0097 \cdot 9,18 \cdot 10^{-7} \cdot 0,0602 / (0,0602 + 0,0024) = 8,91 \cdot 10^{-7}$ М/с.

9. Вычислим массу металла **В** по формуле:

$M(\text{Me}) = \left(\frac{1}{w(O)} - 1\right) \cdot n \cdot M(O)$, где $M(O)$ – молярная масса кислорода, n – число атомов кислорода.

$n = 1/2$, $M(\text{Me}) = 36 \Rightarrow$ нет подходящего металла; $n = 1$, $M(\text{Me}) = 24 \Rightarrow \text{Mg}$; $n = 3/2$, $M(\text{Me}) = 36 \Rightarrow$ нет подходящего металла; $n = 2$, $M(\text{Me}) = 48 \Rightarrow \text{Ti}$.

Если металлом **В** является магний, то металлом **А**, степень окисления которого в составе соединений и атомная масса отличается на единицу, является Na. Для титана подходящего решения нет $\Rightarrow$ металл **А** – натрий, металл **В** – магний.

10. Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Уравнения реакций: [3] $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{электролиз расплава}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$; [4] $\text{MgCl}_2 \xrightarrow{\text{электролиз расплава}} \text{Mg} + \text{Cl}_2$;

11. Уравнения реакций: [5] $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$, при указании в качестве продукта Na_2O реакция оценивается в 0,5 б. При горении натрия пламя окрашивается в желтый цвет.

[6] $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$. Магний горит ослепительно белым пламенем. [7] $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2$.

[8] $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$.

Na и Mg не реагируют с щелочами, однако реагируют с водой, в которой по условию растворена щелочь:

[9] $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$. [10] $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2$.

.Система оценивания

№	Критерий	Балл
1	Брутто-формула лактозы – 4 б., без расчета – 0,5 б.	4
2	Уравнение реакции – 1 б.	1
3	Расчет количества теплоты – 2 б.	2
4	Расчет доли энергетической ценности, приходящейся на лактозу – 2 б.	2
5	Определения – по 1 б.	2
6	Уравнение реакции – 1 б.	1
7	Верный расчет – 3 б.	3
8	Верный расчет – 3 б.	3
9	Установление металлов А и В – по 2 б за каждый	4
10	Определение – 1 б., уравнения реакций – по 1 б.	3
11	Уравнения реакций – по 1 б., окраска пламени – по 1 б.	8
Всего:		33 балла