

КРИТЕРИИ И МЕТОДИКА ОЦЕНИВАНИЯ ВЫПОЛНЕНИЯ
ОЛИМПИАДНЫХ ЗАДАНИЙ РЕГИОНАЛЬНОГО ЭТАПА ПО ХИМИИ С
УКАЗАНИЕМ МАКСИМАЛЬНО ВОЗМОЖНОГО КОЛИЧЕСТВА БАЛЛОВ
ЗА КАЖДОЕ ЗАДАНИЕ И ОБЩЕГО КОЛИЧЕСТВА МАКСИМАЛЬНО
ВОЗМОЖНЫХ БАЛЛОВ ПО ИТОГАМ ВЫПОЛНЕНИЯ ВСЕХ ЗАДАНИЙ

для жюри

1 тур

2023–2024

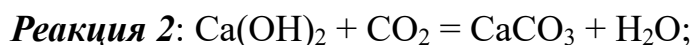
Теоретический тур

Девятый класс

Решение задачи 9-1 (автор: Зарипов А.А.)

Известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$ образует белые осадки в реакциях с газообразными SO_2 и CO_2 , образуя труднорастворимые CaSO_3 и CaCO_3 соответственно.

Поскольку продукт реакции не обесцвечивает подкисленный раствор перманганата калия, полученный осадок **C** – CaCO_3 .



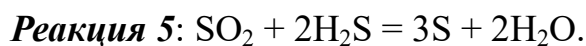
$$v(\text{CaCO}_3) = \frac{1.5 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0.015 \text{ моль} = v(\text{CO}_2);$$

Газ, являющийся основным компонентом воздуха – это азот, **D** – N_2 .

$$v(\text{N}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{101.325 \cdot 0.771}{8.314 \cdot 313} = 0.03 \text{ моль};$$

Логично предположить, что желтый осадок **F** – сера (S или S_8).

Газы, в состав которых входит сера – это SO_2 и H_2S . Реагируя между собой, они образуют серу.

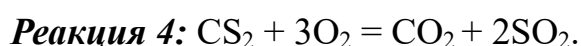
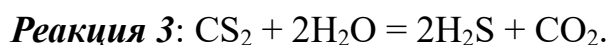


Определим молярную массу смеси газов, полученных при реакции гидролиза жидкости **A**.

$M(\text{смеси}) = 1.287 \cdot 29 = 37.323 \text{ г/моль}$. Молярная масса H_2S равна 34 г/моль , значит в смеси есть газ с молярной массой больше 37.323 г/моль . Учитывая условие задачи, можно предположить, что это CO_2 . Определим мольные доли газов в смеси.

$$37.323 = 34a + 44(1 - a), \text{ где } a \text{ – мольная доля } \text{H}_2\text{S};$$

Решая уравнение, получим $a = 0.67 = 2/3$ – мольная доля H_2S , а мольная доля CO_2 равна $1/3$. Тогда в жидкости **A** число атомов серы в 2 раза больше атомов углерода, что соответствует формуле CS_2 .



Составим уравнение «лающей реакции». Как было установлено ранее,

ее продуктами являются S, CO₂ и N₂, причем количество N₂ (0.03 моль) в два раза больше количества CO₂ (0.015 моль). Один из реагентов – CS₂, значит второй реагент (газ **B**) содержит азот и кислород. Все атомы кислорода перешли в CO₂, а все атомы азота – в N₂. Количество вещества атомов азота в молекуле N₂ равно 0.03·2 = 0.06 моль, а количество атомов кислорода в молекуле CO₂ равно 0.015·2=0.03 моль. Соотношение атомов азота и кислорода в газе **B** равно N:O=0.06:0.03=2:1. Значит газ **B** – N₂O.

Реакция 1:



A	B	C	D	E	F
CS ₂	N ₂ O	CaCO ₃	N ₂	SO ₂	S (или S ₈)

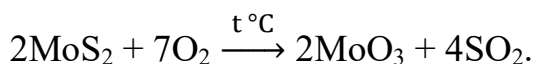
Система оценивания:

1	Вещество A – 2 балла; вещество B – 2 балла; вещества C – F по 1.5 балла <i>если состав вещества не подтверждён необходимым расчётом, то 0 баллов</i>	10 баллов
2	Уравнения реакций 1 – 5 по 1 баллу (отсутствие или неверные коэффициенты – 0.5 балла)	5 баллов
ИТОГО: 15 баллов		

Решение задачи 9-2 (авторы: Романов А.С.)

1. Учитывая древнюю историю элемента **X** (его знали даже древние греки!), низкая температура плавления, компонент припоя получаем, что **X = Pb**. Известно, что свинец часто путали с оловом (не просто путали, а не различали), то **Y = Sn**. Исходя из греческого названия очевидно, что **Z = Mo**.

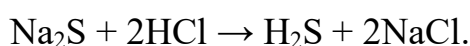
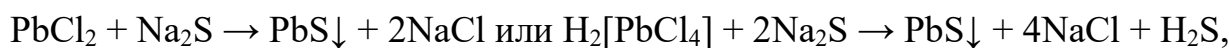
2. Почти всегда «блеском» называют сульфидные минералы, значит скорее всего свинцовый блеск **C = PbS**, молибденовый блеск **D = MoS₂**. Единственный жёлтый оксид свинца – **A = PbO**. Олово встречается в виде минерала касситерита **B = SnO₂**. Напишем уравнение сгорания сульфида молибдена(IV):



Таким образом **E = SO₂**, что можно подтвердить расчётом молярной массы

с помощью плотности: $M(\text{E}) = 22,4 \cdot 2,86 = 64$ г/моль.

3. Напишем уравнения реакций растворения припоя в соляной кислоте и реакции с сульфидом натрия:



При добавлении недостатка сульфида натрия среда в растворе будет кислой и будет наблюдаться выпадение осадка сульфида свинца, поскольку последний нерастворим в кислотах неокислителях.

Масса выпавших сульфидов составляет 1.231 г. Составим систему уравнений, принимая во внимание, что в исходной смеси $m(\text{Pb}) = a$, $m(\text{Sn}) = b$:

$$\begin{cases} a + b = 1.000 \\ \frac{a}{207} \cdot 239 + \frac{b}{119} \cdot 151 = 1.231 \end{cases}$$

Решая систему, находим $a \approx 1/3$, $b \approx 2/3$. Отсюда находим $y = 2$.

Расплавы с наименьшей температурой кристаллизации называются *эвтектическими*.

Система оценивания:

1.	Символы элементов X, Y, Z по 1 баллу.	3 балла
2.	Формулы веществ A – D и уравнение реакции сгорания по 1 баллу	5 баллов
3.	Уравнения реакций олова и свинца с соляной кислотой, уравнения реакций хлоридов металлов и сульфида натрия, а также реакция сульфида натрия с соляной кислотой – по 1 баллу. Расчёт состава припоя – 1 балл. Название расплавов – 1 балл.	7 баллов
		ИТОГО:15 баллов

Решение задачи 9-3 (автор: Крысанов Н.С.)

Рассчитаем молярную массу бинарных соединений **X-Z** с помощью уравнения Клапейрона- Менделеева:

$$pV = \frac{m}{M}RT,$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT},$$

$$M = \frac{\rho RT}{p} = \frac{446,4 \text{ г/м}^3 \cdot 8,314 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль} \cdot 546 \text{ К}}{101325 \text{ Па}} = 20,0 \text{ г/моль}$$

Бинарные соединения **X – Z**, представленные в условии задачи, могут иметь в своём составе лишь атомы лёгких элементы, наиболее тяжёлым из которых может быть фтор. В состав каждого из этих веществ входит один общий элемент, образующий простое вещество **A**, молярная масса которого является наименьшей в ряду **A – B – C – D – E**. Исходя из этого описания можно предположить, что это водород или его изотопы. Путём перебора изотопного состава и числа атомов водорода определим возможные формулы бинарных соединений **X – Z** с молярной массой 20 г/моль, считая, что он описывается формулой N_xS , где **N** – некоторый изотоп водорода, а **S** – атом другого элемента:

		Возможный изотоп водорода		
		Протий ^1H	Дейтерий ^2H (D)	Тритий ^3H (T)
Число атомов водорода в соединении	1	HF	-	-
	2	-	D₂O	NT₂
	3	-	ND₃	BT₃
	4	H₄O	CD₄	BeT₄

Данной молярной массе соответствуют лишь пять осмысленных с точки зрения химии вариантов – HF, D₂O, ND₃, CD₄ и BT₃. Поскольку **X** легко превращается в **Y** и **Z**, логично предположить, что в их состав входит один и тот же изотоп водорода. Тогда это D₂O, ND₃ и CD₄.

Анализируя схему, представленную в условии задачи, можно предположить, что в состав вещества **Y** помимо водорода входит элемент,

образующий твёрдое простое вещество **C**. Поскольку он является достаточно лёгким, то можно сделать выбор в пользу углерода, тогда **C** – **C**. Тогда **Y** представляет собой тетрадейтерометан CD_4 . Аналогичным образом можно установить, что **Z** – тридейтероаммиак ND_3 . По остаточному принципу **X** – это дейтериевая (тяжёлая) вода D_2O . Простые вещества **D** и **E** представляют собой азот N_2 и кислород O_2 .

Дополнительным подтверждением этого факта может послужить стехиометрическое соотношение веществ **Y** и **Z**, образующихся из навесок **B** одинаковой массы. Проверим наше предположение с помощью уравнений химических реакций, считая, что степень окисления элемента **A** равна $+k$:

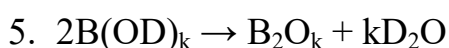
1. $4B + kC \rightarrow B_4C_k$
2. $3B + 0,5kN_2 \rightarrow B_3N_k$
3. $B_4C_k + 4kD_2O \rightarrow 4B(OD)_k + nCD_k \uparrow$
4. $B_3N_k + 3kD_2O \rightarrow 3B(OD)_k + nND_k \uparrow$

$$n(CD_4) = k \cdot n(B_4C_k) = \frac{k}{4} \cdot n(B),$$

$$n(ND_3) = k \cdot n(B_3N_k) = \frac{k}{3} \cdot n(B),$$

$$\frac{V(CD_4)}{V(ND_3)} = \frac{n(CD_4)}{n(ND_3)} = \frac{3}{4}.$$

Тогда вещество **I** представляет собой дейтероксид элемента **B** $B(OD)_k$, который при нагревании разлагается на оксид B_2O_k и дейтериевую воду согласно уравнению реакции:



Согласно условию задачи $v(B(OD)_k) = v(D_2O)$, откуда $k = 2$. Тогда твёрдое простое вещество **B** образовано двухвалентным элементом с молярной массой меньше, чем у углерода, что соответствует бериллию.

A	B	C	D	E	F
D_2	Be	C	N_2	O_2	Be_2C
G	H	I	X	Y	Z
Be_3N_2	BeO	$Be(OD)_2$	D_2O	CD_4	ND_3

Система оценивания:

1.	Вычисление молярной массы соединений X–Z	3 балла
2.	Определение химических формул соединений A–I, подтверждённое логическими рассуждениями по 1 баллу	9 баллов
3.	Определение химических формул соединений X–Z, подтверждённое логическими рассуждениями по 1 баллу	3 балла
		Итого: 15 баллов

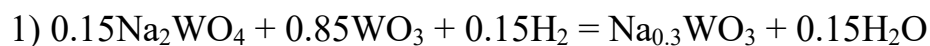
Решение задачи 9-4 (автор: Серяков С.А.)

1. Выразим молярную массу Na_xWO_3 и массовую долю натрия в нём:

$$M(\text{Na}_x\text{WO}_3) = 23 \cdot x + 184 + 3 \cdot 16 = 23x + 232 ;$$

$$\omega(\text{Na})/100\% = 23x/(23x + 232) = 0.0289, \text{ откуда } \underline{x = 0.3}.$$

Реакция, осуществленная Вёлером:



Допустима запись уравнения с коэффициентами кратными приведенным.

2. По условию растворение A^* в кислоте сопровождается только образованием двух солей, можно предположить, что в составе бинарного A^* содержится металл в двух различных степенях окисления, тогда при растворении в кислоте образуются соли **В** и **Г** состоящие из аниона кислоты **У** и металла в соответствующих степенях окисления.

Пусть $\text{В} = \text{MZ}_m$, $\text{Г} = \text{MZ}_n$, причем $m > n$ судя по тому что массовая доля **М** в **Г** больше. Выразим массовые доли **М** в составе солей:

$$\omega(\text{В})/100\% = M(\text{М})/(M(\text{М}) + m \cdot M(\text{Z})), \text{ откуда}$$

$$m \cdot M(\text{Z}) = M(\text{М}) \cdot (100\% / \omega(\text{В}) - 1) = 2.571 \cdot M(\text{М}),$$

аналогично для **Г**:

$$n \cdot M(\text{Z}) = M(\text{М}) \cdot (100\% / \omega(\text{Г}) - 1) = 1.717 \cdot M(\text{М}).$$

Откуда $m/n = 1.5$. Либо **М** проявляет степени окисления +3 в **В** и +2 в **Г**, либо +6 в **В** и +4 в **Г**. Предпочтительнее выглядит первый вариант, поскольку соединения металлов в высоких степенях окисления не склонны растворяться в кислотах. Достаточно взглянуть в таблицу растворимости, чтобы очертить круг металлов, проявляющих устойчивые степени окисления +2 и +3 в растворимых солях – это железо и хром. Упоминание **А** в школьных пособиях

ограничивает рассмотрение V, Mn, Ni, Co, для которых степени окисления +2 и +3 также характерны, но либо соединения не изучают в школе (V), либо имеются сомнения в устойчивости водного раствора, содержащего M^{3+} (Mn, Ni, Co).

Для хрома $M(Z) = 0.857 \cdot M(\text{Cr}) = 44.56$ г/моль для одновалентного аниона, 89 г/моль для двухвалентного и 133.7 г/моль для трехвалентного.

Для железа $M(Z) = 0.857 \cdot M(\text{Fe}) = 48$ г/моль для одновалентного аниона, **96 г/моль** для двухвалентного и 144 г/моль для трехвалентного.

Среди анионов распространенных кислот подходит сульфат-анион, $Y = \text{H}_2\text{SO}_4$. Следовательно соли **В** и **Г** это $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и FeSO_4 , соответственно. Выйти на эти формулы можно, вспомнив что один из оксидов железа красного цвета, а старинный способ получения серной кислоты – прокаливание купоросов. В этом случае достаточно будет подтвердить свой выбор по массовой доле металла в соли.

При растворении A^* в кислоте Y других веществ кроме солей **В** и **Г** не указано, следовательно A^* оксид железа, содержащий одновременно Fe^{+2} и Fe^{+3} . По условию формульная единица A^* содержит лишь один атом кислорода, в таком случае $A^* = \text{Fe}_y\text{O}$. Составим уравнение его растворения в кислоте:



по условию $(3y - 2)/(1 - y) = 7$, откуда $y = \underline{0.9}$.

Формула нестехиометрического оксида $A^* = \text{Fe}_{0.9}\text{O}$, значит $A = \text{FeO}$. Соль **Б** в таком случае содержит двухвалентное железо, а ее кислородсодержащий анион разлагается при нагревании с выделением летучего газа (либо других веществ, не загрязняющих твердый целевой продукт).

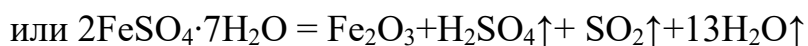
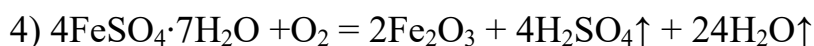
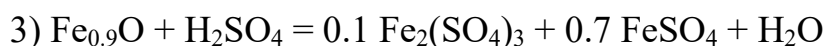
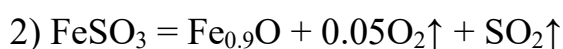
$$\omega(\text{Fe})/100\% = 56k/(56k + 2 \cdot M(Z)) = 0.412,$$

для соли Fe_kZ_2 . Для k -валентного аниона Z получим $M(Z) = 40k$, откуда при $k = 2$ подходит сульфит-ион, таким образом **Б** = FeSO_3 . Разложение соли **Б** при 475°C сопровождается выделением не только SO_2 , но и кислорода, поскольку происходит повышение степени окисления железа при образовании A^* .

По этой причине имеет место зависимость состава A^* от давления $X = O_2$. Кристаллогидрат железного купороса имеет состав $D = FeSO_4 \cdot 7H_2O$ и доступен из отходов металлообработки, а при его разложении получают красящий пигмент $Fe_2O_3 = E$. Fe_2O_3 также выступает в роли катализатора окисления SO_2 до SO_3 и способствует появлению серной кислоты среди продуктов разложения $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ на воздухе.

A	A*	Б	В	Г	Д	Е	X	Y
FeO	Fe _{0.9} O	FeSO ₃	Fe ₂ (SO ₄) ₃	FeSO ₄	FeSO ₄ ·7H ₂ O	Fe ₂ O ₃	O ₂	H ₂ SO ₄

Уравнения реакций:



Верными считать уравнения с участием $Fe_{0.9}O$, в которых коэффициенты будут кратны приведенным.

3. Не указанный в условии оксид железа стехиометрического состава это $Fe_3O_4 = Fe_{0.75}O$, пусть на 1 моль FeO в твердом растворе $Fe_{0.9}O$ приходится b моль $Fe_{0.75}O$. Индекс железа в смеси составит $(1 + 0.75b)/(1 + b) = 0.9$, откуда $b = 2/3$ моль $Fe_{0.75}O$. Выразим его массовую долю FeO в A^* :

$$\omega(FeO) = \frac{M(FeO) \cdot 1 \cdot 100\%}{M(FeO) \cdot 1 + M(Fe_{0.75}O) \cdot b} = \underline{\underline{65.06\%}},$$

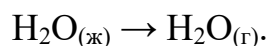
значит $\omega(Fe_3O_4) = 100\% - \omega(FeO) = \underline{\underline{34.94\%}}$.

Система оценивания:

1	Значение $x = 0.3$ – 1 балл уравнение реакции получения – 1 балл	2 балла
2	Вещества A, Б, В, Г, Д, Е, X, Y по 1 баллу Уравнения реакций 2 – 5 по 1 баллу	12 баллов
3	Массовая доля $FeO \approx 65\%$ либо $Fe_{0.75}O / Fe_3O_4 \approx 35\%$ в A^*	1 балл
ИТОГО: 15 баллов		

Решение задачи 9-5 (автор: Болматенков Д. Н.):

1. Процесс испарения воды можно описать реакцией:



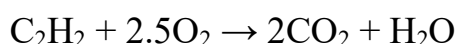
Согласно закону Гесса, теплота этой реакции может быть найдена как полуразность теплот реакций 2 и 1: $Q_{\text{исп.}}(\text{H}_2\text{O}) = (802 - 890)/2 = -44$ кДж/моль. Полученная теплота отрицательна, так как процесс испарения воды эндотермичен.

Примечание: знак теплоты испарения воды отличается от принятого в школьной программе по физике вследствие выбора разных систем отсчёта.

2. Так как разница в теплотах обусловлена испарением воды, необходимо подобрать горючие вещества, при сгорании которых не образуется воды. Примеры: CS_2 , S, C, Al, C_2N_2 . Обязательными условиями являются горючесть и отсутствие воды в продуктах реакции.

Примечание: в общем случае различия между минимальной и максимальной теплотой сгорания могут быть обусловлены не только агрегатным состоянием воды, однако при ответе на вопрос необходимо опираться на информацию, приведённую в условии задачи.

3. Реакция сгорания 1 моль ацетилена выглядит следующим образом:

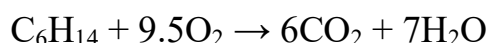


Вычислим тепловой эффект этой реакции, используя следствие из закона Гесса и приведённые в условии данные:

$$\begin{aligned} Q_{\text{ср.}}(\text{C}_2\text{H}_2) &= Q_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}) + 2Q_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) - Q_{\text{обр.}}(\text{C}_2\text{H}_2) = 286 + 396 \cdot 2 - (-227) = \\ &= 1305 \text{ кДж/моль.} \end{aligned}$$

Поскольку в условии приведена теплота образования жидкой воды, полученное значение – высшая теплота сгорания. Поскольку в реакции сгорания образуется 1 моль воды, низшая теплота сгорания будет на 44 кДж/моль меньше и составит $1305 - 44 = 1261$ кДж/моль.

4. Уравнение реакции сгорания 1 моль гексана имеет следующий вид:

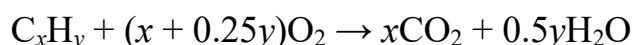


В реакции сгорания образуется 7 моль воды, то есть высшая теплота сгорания будет больше низшей на $7 \cdot 44 = 308$ кДж/моль. Это составляет 7.9 % от низшей теплоты сгорания, откуда

$$Q_{\text{сг.}}^{\text{низш.}}(\text{C}_6\text{H}_{14}) = 308 / 0.079 = 3900 \text{ кДж/моль.}$$

Тогда высшая теплота сгорания равна $3900 + 308 = 4208$ кДж/моль.

5. Запишем в общем виде реакцию сгорания C_xH_y :



Обратим внимание, что приведённые в условии теплоты – удельные. Мольная теплота этой реакции равна $46.91 \cdot M$, если образуется жидкая вода, и $44.32 \cdot M$, если образуется газообразная вода (M – молярная масса соединения, равная $12x + y$). Разница между этими теплотами, равная $2.59 \cdot M$, соответствует теплоте испарения воды, умноженной на коэффициент $0.5y$, то есть $44 \cdot 0.5y = 22y$. Отсюда следует, что для целых x и y должно выполняться соотношение: $2.59 \cdot M = 22y$, или $2.59 \cdot (12x + y) = 22y$, что после преобразований даёт $x = 0.625y$. Простейшее решение данного уравнения в целых числах наблюдается при $x = 5$ и $y = 8$. Тогда искомый углеводород – C_5H_8 , его молярная масса равна 68 г/моль, а его высшая и низшая теплоты сгорания равны соответственно $46.91 \cdot 68 = 3190$ кДж/моль и $44.32 \cdot 68 = 3014$ кДж/моль.

Система оценивания:

1	Теплота испарения воды	1.5 балла
2	Примеры трёх веществ по 0.5 балла	1.5 балла
3	Уравнение реакции сгорания – 1 балл Расчёт высшей теплоты сгорания – 1 балл Расчёт низшей теплоты сгорания – 1 балл	3 балла
4	Уравнение реакции сгорания – 1 балл Расчёт высшей теплоты сгорания – 1 балл Расчёт низшей теплоты сгорания – 1 балл	3 балла
5	Формула неизвестного углеводорода – 3 балла Уравнение реакции сгорания – 1 балл Расчёт высшей теплоты сгорания – 1 балл Расчёт низшей теплоты сгорания – 1 балл	6 баллов
Итого:		15 баллов

ДЛЯ ЖЮРИ

9 КЛАСС

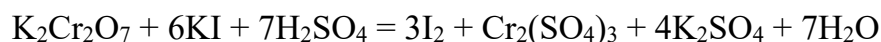
Решение (авторы Фурлетов А.А., Филатова Е.А., Теренин В.И., Ильин М.А.)

Теоретические задания:

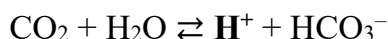
1. Распределим вещества по категориям в соответствии с условием задания:

- Водные растворы HCl , NH_4Cl , ZnCl_2 и AlCl_3 имеют кислую реакцию среды.
- Водные растворы NaOH и Na_2CO_3 имеют щелочную реакцию среды.
- Водные растворы KI , Na_2SO_4 и BaCl_2 имеют нейтральную реакцию среды.
- Выраженными восстановительными свойствами обладает KI .

Наличие у иодида калия KI выраженных восстановительных свойств можно проиллюстрировать, например, следующим уравнением реакции:



2. Дистиллированная вода в лабораториях обычно имеет слабокислую реакцию среды из-за наличия в ней растворенного углекислого газа воздуха:



3. Уравнения реакций, протекание которых возможно:

- $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}_{(\text{недост.})} = \text{NaCl} + \text{NaHCO}_3$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}_{(\text{изб.})} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH}_{(\text{недост.})} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
- $\text{ZnCl}_2 + 4\text{NaOH}_{(\text{изб.})} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$
- $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH}_{(\text{недост.})} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$
- $\text{AlCl}_3 + 6\text{NaOH}_{(\text{изб.})} = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{NaCl}$
или $\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH}_{(\text{изб.})} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$
- $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$
- $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
- $2\text{ZnCl}_2 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + 4\text{NaCl}$
- $2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{NaCl}$
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании)
- $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaCl} + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (при нагревании)

Практические задания:

4. См. заполненную таблицу далее.

5. Это задание оценивается путем сопоставления данных, полученных участником, с данными организаторов.

6. Существует несколько вариантов решения этого задания. Ниже приведен один из возможных. Для определенности будем предполагать, что последовательность перечисления веществ в условии задания соответствует номерам пробирок, в которых находятся соответствующие растворы.

1) Добавим к части содержимого пробирок № 1 – № 9 небольшое количество водного раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Отметим, что в пробирках № 8 и № 9 наблюдается выпадение белых осадков. При добавлении избытка водного раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ осадок в пробирке № 8 растворяется. Следовательно, **в пробирке № 8 находится ZnCl_2 , а в пробирке № 9 — AlCl_3 .**

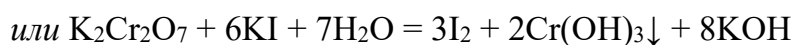
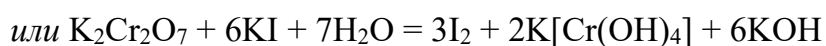
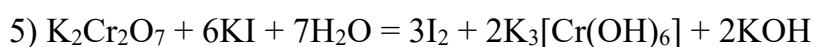
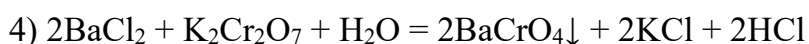
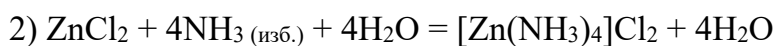
2) Смочим полоски универсальной индикаторной бумаги каждым раствором, находящихся в пробирках № 1 – № 7. При контакте с растворами из пробирок № 1 и № 7 универсальная индикаторная бумага окрашивается в красный цвет (кислая среда). При контакте с растворами из пробирок № 3, № 4 и № 6 универсальная индикаторная бумага остается желтой (нейтральная среда). При контакте с растворами из пробирок № 2 и № 5 универсальная индикаторная бумага окрашивается в синий или зеленый цвет (щелочная среда).

3) Добавим к части содержимого пробирок № 3, № 4 и № 6 раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В пробирке № 3 наблюдается изменение окраски раствора на красно-бурую. Следовательно, **в пробирке № 3 находится KI .** В пробирке № 6 наблюдается выпадение желтого осадка. Следовательно, **в пробирке № 6 находится BaCl_2 .** Поскольку только три вещества из приведенного в условии задания перечня создают в растворе нейтральную среду, получаем, что **в пробирке № 4 находится Na_2SO_4 .**

4) Добавим часть содержимого пробирки № 6 к части содержимого пробирок № 2 и № 5. В пробирке № 2 не происходит видимых изменений. В пробирке № 5 наблюдается выпадение белого осадка. Следовательно, **в пробирке № 2 находится NaOH , а в пробирке № 5 — Na_2CO_3 .**

5) Добавим часть содержимого пробирки № 2 к части содержимого пробирок № 1 и № 7 и нагреем растворы на водяной бане. В пробирке № 7 выделяется газ с характерным запахом, а влажная индикаторная бумажка синееет над этим раствором. Следовательно, **в пробирке № 1 находится HCl, а в пробирке № 7 — NH₄Cl.**

Уравнения реакций, которые ранее не были приведены в пункте 3:



ДЛЯ ЖЮРИ

Таблица к практическому заданию № 5

	HCl	NaOH	KI	Na ₂ SO ₄	Na ₂ CO ₃	BaCl ₂	NH ₄ Cl	ZnCl ₂	AlCl ₃
HCl	—	—	—	—	↑	—	—	—	—
NaOH	—	—	—	—	—	—	↑	↓*	↓*
KI	—	—	—	—	—	—	—	—	—
Na ₂ SO ₄	—	—	—	—	—	↓	—	—	—
Na ₂ CO ₃	↑	—	—	—	—	↓	—	↓+↑	↓+↑
BaCl ₂	—	—	—	↓	↓	—	—	—	—
NH ₄ Cl	—	↑	—	—	—	—	—	—	—
ZnCl ₂	—	↓*	—	—	↓+↑	—	—	—	—
AlCl ₃	—	↓*	—	—	↓+↑	—	—	—	—

Примечание: ↓ — выпадение осадка, ↓* — выпадение осадка, растворимого в избытке одного из реагентов, ↑ — выделение газообразных веществ, «—» — отсутствие аналитических признаков (химическая реакция при этом может идти).

Система оценивания

Теоретические задания

1. Верный выбор идентифицируемых веществ, растворы которых имеют:

- а) кислую реакцию среды $4 \text{ в-ва} \times 0.25 \text{ б.} = 1 \text{ балл};$
б) щелочную реакцию среды $2 \text{ в-ва} \times 0.25 \text{ б.} = 0.5 \text{ балла};$
в) нейтральную реакцию среды $3 \text{ в-ва} \times 0.25 \text{ б.} = 0.75 \text{ балла};$
г) восстановительные свойства $1 \text{ в-во} \times 0.25 \text{ б.} = 0.25 \text{ балла.}$

*За выбор каждого лишнего вещества в пунктах а–г минус 0.25 балла,
но итоговый балл за каждый пункт оценивается ≥ 0 баллов*

Уравнение реакции для KI $1 \text{ ур.} \times 0.5 \text{ б.} = 0.5 \text{ балла}$
(уравнение с неверно расставленными коэффициентами оценивается в 0.25 балла)

Всего за пункт 1 3 балла

2. Объяснение слабокислой реакции среды дистиллированной воды в лаборатории (принимается любое объяснение (уравнение реакции или текстовое описание), указывающее на присутствие CO_2 в воздухе) 0.5 балла

3. Уравнения реакций между идентифицируемыми веществами (оцениваются любые верные 10 уравнений реакций) $10 \text{ ур.} \times 0.5 \text{ б.} = 5 \text{ баллов}$
(уравнение с неверно расставленными коэффициентами оценивается в 0.25 балла)

Практические задания

4. Правильная идентификация веществ в пробирках 1–9 $9 \text{ в-в} \times 1 \text{ б.} = 9 \text{ баллов}$

5. Верное заполнение таблицы 5 баллов
*За неверно заполненную ячейку минус 0.25 балла,
но итоговый балл за каждый пункт оценивается ≥ 0 баллов*

6. Ход эксперимента и написание необходимых уравнений реакций, которые ранее не были приведены в пункте 3 2.5 балла

ИТОГО 25 баллов

Штрафы за нарушения техники безопасности (ТБ) и техники эксперимента:

<i>Нарушение</i>	<i>Штрафные баллы</i>	<i>Действия комиссии</i>
Нарушение ТБ	1	Строгое предупреждение
Нарушение техники работы	1	Замечание
Порча посуды, оборудования	1	Выдать новое оборудование
Потеря выданного образца (за каждый образец)	1	Выдать новый образец