

9 КЛАСС

(продолжительность – 4 часа; общее количество баллов 100)

(во всех расчётах атомные массы элементов округлены до целых чисел (кроме $A(\text{Cl})=35.5$ г/моль))

Задача 1

Решение.

1. Определим число молей газа **X**, которое поглотилось при нормальных условиях:

$$n(\text{X}) = 400 \text{ л} / 22.4 \text{ л/моль} = 17.857 \text{ моль.}$$

2. Определим молекулярную массу газа **X**, приняв что 400 л газа **X** растворено в 1 л воды (1000 г H_2O):

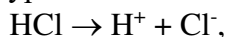
$$\begin{aligned}\omega(\text{X}) &= (n(\text{X}) \cdot M(\text{X})) / (n(\text{X}) \cdot M(\text{X}) + 1000), \\ 0.3946 &= (17.857 \cdot M(\text{X})) / (17.857 \cdot M(\text{X}) + 1000), \\ M(\text{X}) &= 36.5 \text{ г/моль.}\end{aligned}$$

Найденная молекулярная масса соответствует хлороводороду (HCl). Раствор хлороводорода в воде – соляная кислота (устарев. – морская или муриновая кислота).

3. Взятая аликвота 25 мл соляной кислоты имеет массу 25 мл · 1.198 г/мл = 29.95 г.

Содержание кислоты в этой аликвоте – $29.95 \text{ г} \cdot 0.3946 = 11.82 \text{ г}$ или 0.3238 моль. Таким образом в 1 литре нового полученного раствора содержится 0.3238 моль хлороводорода. Это и есть искомая молярная концентрация (моль/л): $C_M = 0.3238 \text{ моль/л (M)}$.

4. Поскольку соляная кислота сильный электролит, то при расчёте pH не нужно учитывать степень диссоциации кислоты. Исходя из уравнения диссоциации:



следовательно $[\text{H}^+] = 0.3238 \text{ моль/л}$. Отсюда $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0.3238 = 0.49$.

5. 1000 г воды растворяется 651.78 г HCl , тогда в 100 г воды раствориться 65.2 г HCl .

Ответ: **X** – HCl , $C_M = 0.3238 \text{ моль/л (M)}$, $\text{pH} = 0.49$, растворимость – 65.2/100г г.

Разбалловка: (14 баллов)

За определение вещества **X** – 5 баллов;

За расчет молярной концентрации - 6 баллов;

За определение pH – 1 балл,

За определение растворимости – 2 балла.

Задача 2

Решение.

1. Запишем схемы реакций трех различных металлов (**A**, **B** и **B**) с хлором (стехиометрия соединений определяется указанными в условии задачи степенями окисления элементов):



2. Пусть в смеси было x моль вещества **A**, тогда число молей **B** и **B** равно $2x$ и x молей соответственно. Обозначим атомные массы металлов как $A(\text{A})$, $A(\text{B})$ и $A(\text{B})$. Тогда масса смеси может быть рассчитана следующим образом:

$$m(\text{A} + \text{B} + \text{B}) = x \cdot A(\text{A}) + 2x \cdot A(\text{B}) + x \cdot A(\text{B}) = 32.4.$$

3. Рассуждая аналогичным образом, можем составить аналогичное выражение для массы полученных хлоридов:

$$m(\text{ACl}_2 + \text{BCl}_4 + \text{BCl}) = x \cdot (A(\text{A}) + 71) + 2x \cdot (A(\text{B}) + 142) + x \cdot (A(\text{B}) + 35.5) = 39.05.$$

4. Выразим атомные массы металлов **B** и **B** через атомную массу металла **A**:

$$A(\text{B}) = 2 \cdot A(\text{A}), \quad A(\text{B}) = 8.5A(\text{A}).$$

5. Решая совместно уравнения пп. 2-4, находим, что $x = 0.1$, а $A(\text{A}) = 24$ г/моль, $A(\text{B}) = 48$ г/моль и $A(\text{B}) = 204$ г/моль. Отсюда можно сделать вывод о том, что **A** – Mg (магний), **B** – Ti (титан), **B** – Tl (таллий). Итак: $n(\text{Mg}) = 0.1$ моль, $n(\text{Ti}) = 0.2$ моль, $n(\text{Tl}) = 0.1$ моль.

6. Уравнения описанных выше химических реакций, следующие:



Ответ: А – Mg; Б – Ti; В – Tl.

Разбалловка: (14 баллов)

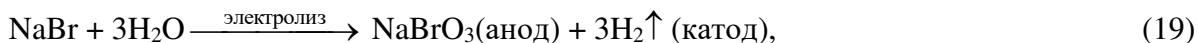
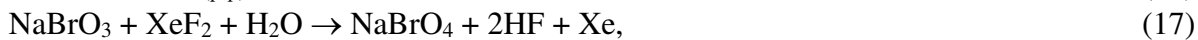
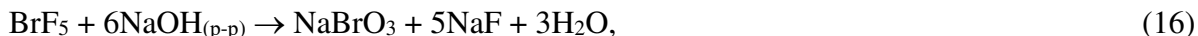
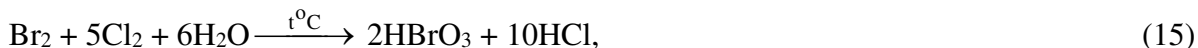
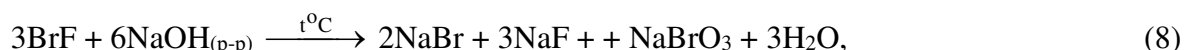
За определение каждого из металлов 2.5 балла, а двух других металлов (по 2 балла за металл) – 6.5 баллов;

За определение количества металлов в смеси (по 1.5 балла за вещество) – 4.5 балла;

За реакции 1-3 (за каждую по 1 баллу) – 3 балла.

Задача 3

Решение.



Ответ: X – Br; А - Br₂; Б - BrF₅; В - BrO₂F; Г - BrF₃; Д - BrF; Е - NaBr; Ж - NaBrO₄; З - NaBrO₃; И - HBrO₃.

Разбалловка: (25 баллов)

За определение элемента X – 1.5 балла;

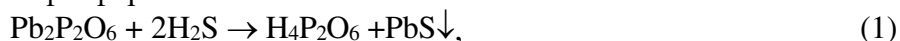
За определение веществ А-И (по 1.5 балла за одно вещество) – 13.5 баллов;

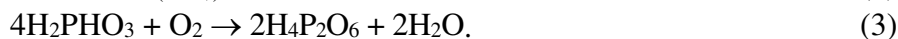
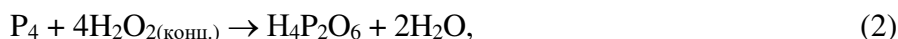
За уравнения реакций 1-20 (по 0.5 балла за каждое уравнение) – 10 баллов.

Задача 4

Решение.

1. Запишем реакции получения фосфорноватой кислоты:

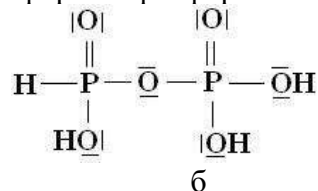
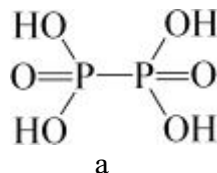




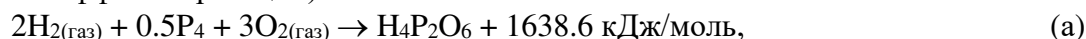
2. Реакцию изомеризации четырёхосновной фосфорноватой кислоты в трехосновную фосфористифосфорную кислоту описывается уравнением реакции:



3. Структурные формулы фосфорноватой (а) и фосфористифосфорной кислот имеют вид:



4. Используя данные условия задачи, составим несколько термохимических уравнений (с учётом знаков тепловых эффектов реакций):



5. Определим среднюю энергию связи Р-Р. Очевидно, что величина $Q_{обр}(H_4P_2O_6)$ равна:

$$Q_{обр}(H_4P_2O_6) = -2E(H-H) - 0.5E_{атом}(P_{4(белый)}) - 3E(O=O) + E(P-P) + 4E(O-H) + 2E(P=O) + 4E(P-O));$$

$$E(P-O) = (Q_{обр}(H_4P_2O_6) + 2E(H-H) + 0.5E_{атом}(P_{4(белый)}) + 3E(O=O) - E(P-P) - 4E(O-H) - 2E(P=O))/4 = 369.38 \text{ кДж/моль}.$$

Таким образом, $\Delta E = E(P-O) - E(P-P) = 369.38 - 210 = 159.38$. Энергия связи Р-О существенно выше энергии связи Р-Р, что свидетельствует о реализации более прочных гетеросвязях у фосфора, чем у гомосвязях.

Ответ: $E(P-O) = 369.38 \text{ кДж/моль}$.

Разбалловка: (16 баллов)

За уравнения реакций 1-3 (по 2 балла за каждую реакцию) – 6 баллов;

За уравнение реакции 4 – 0.5 балла;

За структурные формулы фосфорноватой и фосфористифосфорной кислот – 2 балла;

За термохимический расчёт величины $E(P-O)$ – 7.5 баллов.

Задача 5

Решение.

1. Решение данной задачи удобнее всего начать с определения металла **Z**, используя его массовую долю в высшем оксиде. Поскольку $\omega(Z) = 0.4955$, следовательно $\omega(O) = 1 - 0.4955 = 0.5045$. Перебирая различные варианты оксидов, общая формула которых Me_xO_y , находим:

Валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII
M(Me), г/моль	7.9	15.7	23.6 (Mg ₂ O ₃)	31.4	39.3 (K ₂ O ₅)	47.1	55 (Mn ₂ O ₇)

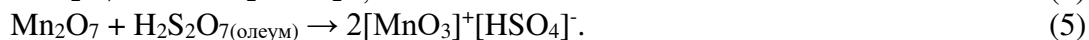
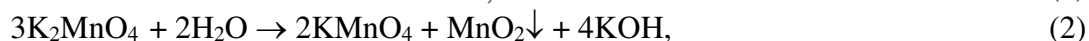
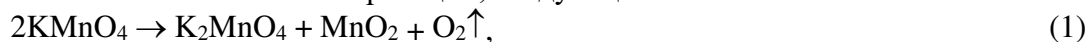
Наиболее логичным вариантом является оксид марганца (VII), который действительно является высшим оксидом для данного металла (Mn₂O₇), следовательно **Z** - **Mn**.

2. Газ **A** имеет молярную массу 32 г/моль, что, очевидно, кислороду. Таким образом **A** – **O₂**.

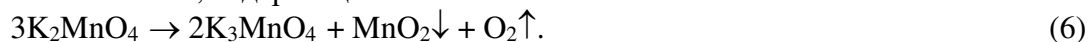
3. Оксид марганца (VII) получают взаимодействием перманганатов с концентрированной серной кислотой. Поскольку при взаимодействии перманганата с хлорной кислотой (HClO₄) образуется осадок, значит в состав соли входит ион калия, который с перхлорат ионами образует труднорастворимую соль перхлората калия (KClO₄). Значит **X** – **KMnO₄**.

4. При добавлении избытка H₂SO₄ (H₂S₂O₇) к высшему оксиду марганца образуется соль оксокатиона манганила [MnO₃]⁺ (подобно тому, как ванадий или хром в кислой среде в высшей степени окисления существуют в форме VO₂⁺ и CrO₂²⁺), следовательно **B** - [MnO₃]⁺[HSO₄]⁻.

Уравнения описанных выше химических реакций, следующие:



5. Если нагреть манганат калия ($t \approx 600^\circ\text{C}$), то будет протекать дальнейшее восстановление с образованием гипоманганата калия, содержащего анион MnO_3^{3-} :



6. Кислород можно получить каталитическим разложением пероксида водорода, где в качестве катализатора как раз применяют диоксид марганца:



Ответ: X – KMnO_4 ; Y – K_2MnO_4 ; Z – Mn; A – O_2 ; Б – MnO_2 ; B – $[\text{MnO}_3]^+[\text{HSO}_4]^-$.

Разбалловка: (16 баллов)

За определение веществ X, Y и Z (по 2 балла за вещество) – 6 баллов;

За определение веществ A, Б и B (по 1 баллу за вещество) – 3 балла;

За уравнения реакций (по 1 баллу за реакцию) – 7 баллов.

Задача 6

Решение.

1. Составим таблицу-матрицу, в которой запишем результаты всех возможных реакций:

	AgNO_3	KCl	KI	NaOH	Na_2CO_3	BaCl_2	H_2SO_4	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
AgNO_3		$\text{AgCl}\downarrow$ белый	$\text{AgI}\downarrow$ желтый	$\text{Ag}_2\text{O}\downarrow$ бурый	$\text{Ag}_2\text{CO}_3\downarrow$ св-желт.	$\text{AgCl}\downarrow$ белый	$\text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow$ белый	–
KCl	$\text{AgCl}\downarrow$ белый		–	–	–	–	–	–
KI	$\text{AgI}\downarrow$ желтый	–		–	–	–	–	–
NaOH	$\text{Ag}_2\text{O}\downarrow$ бурый	–	–		–	–	–	$\text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$ белый раств. в изб. NaOH
Na_2CO_3	$\text{Ag}_2\text{CO}_3\downarrow$ св-желт.	–	–	–		$\text{BaCO}_3\downarrow$ белый	$\text{CO}_2\uparrow$ газ	$\text{ZnCO}_3\downarrow$ белый
BaCl_2	$\text{AgCl}\downarrow$ белый	–	–	–	$\text{BaCO}_3\downarrow$ белый		$\text{BaSO}_4\downarrow$ белый	–
H_2SO_4	$\text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow$ белый	–	–	–	$\text{CO}_2\uparrow$ газ	$\text{BaSO}_4\downarrow$ белый		–
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	–	–	–	$\text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$ белый раств. в изб. NaOH	$\text{ZnCO}_3\downarrow$ белый	–	–	

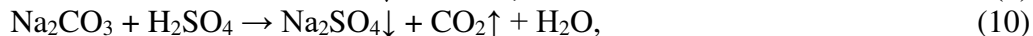
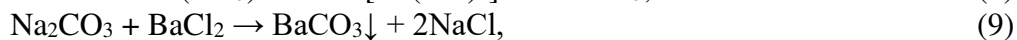
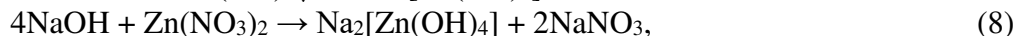
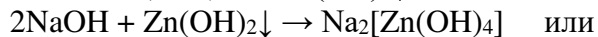
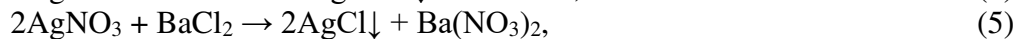
2. Анализируя полученные данные таблицы-матрицы, можно однозначно заключить, что в пробирке **1** находится AgNO_3 , так как это вещество будет образовывать больше всего осадков (3 белых, 1 желтый, 1 бурый и 1 светло-желтый).

3. Затем идентифицируем вещества в пробирках **3** и **4**. Это соответственно **KI** (образует единственный желтый осадок AgI) и **NaOH** (образует бурый осадок Ag_2O).

4. Поскольку только раствор в пробирке **8** не дает никакого видимого эффекта в реакции с AgNO_3 , делаем вывод, что в ней находится $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Подтвердить это можно, если добавить к раствору $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ раствор щелочи. При этом сначала выпадет белый осадок гидроксида цинка, который затем растворится в избытке щелочи за счет образования комплексного соединения. Из оставшихся растворов только Na_2CO_3 (пробирка **5**) образует осадок с $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

5. Используя раствор Na_2CO_3 , можно идентифицировать BaCl_2 (пробирка 6, выпадает белый осадок BaCO_3) и H_2SO_4 (пробирка 7, выделяется газ CO_2). Соответственно в пробирке 2 остается KCl , дающий белый осадок только с нитратом серебра.

6. Уравнения протекающих реакций:



Разбалловка: (15 баллов)

За каждое уравнение реакции (по 0.5 балла за реакцию) – 6 баллов;

За составление таблицы-матрицы – 3 балла;

За идентификацию каждого вещества (по 0.75 балла за вещество) – 6 баллов.