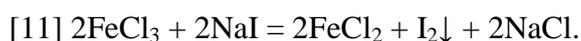
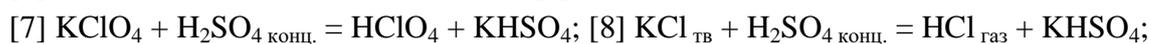
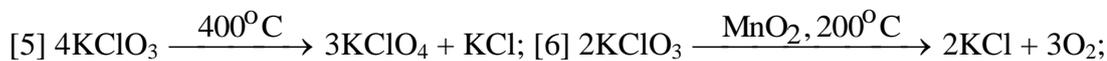
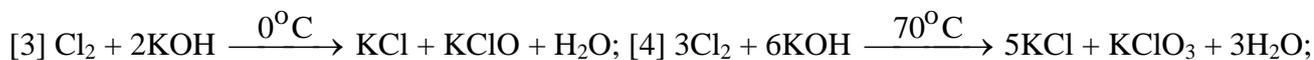
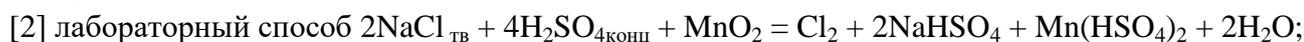
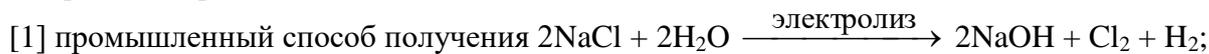
**Задание 1.** (авторы А.С. Чубаров, В.А. Емельянов)

1. (1) – седьмой или семнадцатой (принимаются оба ответа), (2) – галогенов, (3) – два, (4) – фтор, (5) – хлор, (6) – бром, (7) – йод, (8) – соль поваренную (принимаются любые ответы, в явном виде указывающие на эту соль). Автор дал стихотворению название «Гроза металлов. Галогены». Засчитывается любое имеющее к группе галогенов название.

2. **A** – NaCl (хлорид натрия), **B** – Cl<sub>2</sub> (хлор), **C** – KClO (гипохлорит калия), **D** – KClO<sub>3</sub> (хлорат калия), **E** – HClO<sub>4</sub> (хлорная кислота), **F** – KClO<sub>4</sub> (перхлорат калия), **G** – KCl (хлорид калия), **J** – HCl (хлороводород или соляная кислота), **K** – FeCl<sub>3</sub> (хлорид железа (III)), **L** – NH<sub>4</sub>Cl (хлорид аммония).

3. Уравнения реакций:



4. Элементы фтор и йод образуют четыре бинарных соединения IF, IF<sub>3</sub>, IF<sub>5</sub> и IF<sub>7</sub>.

5. HF + AgNO<sub>3</sub> – не идет; HCl + AgNO<sub>3</sub> = HNO<sub>3</sub> + AgCl↓ – белый; HBr + AgNO<sub>3</sub> = HNO<sub>3</sub> + AgBr↓ – светло-желтый; HI + AgNO<sub>3</sub> = HNO<sub>3</sub> + AgI↓ – желтый. Эти осадки обычно называют «творожистыми».

6. Пусть мольная доля изотопа <sup>79</sup>Br равна x, тогда получим выражение 79x + 81(1-x) = 79,9, откуда x = 0,55, тогда в природе содержится 55 мольн. % изотопа <sup>79</sup>Br и 45 % <sup>81</sup>Br. (Если взять более точные массы изотопов, то значения составят: 51 % <sup>79</sup>Br и 49 % <sup>81</sup>Br). Массовые доли 55\*79/79,9 = 54,4 % и 45\*81/79,9 = 45,6 %.

7. Проанализируем атомные массы фтора, хлора, брома и иода, приведенные в Периодической системе. Видим, что атомная масса фтора очень близка к целому числу, в то время как у остальных элементов эта величина от целого числа отличается заметно. Отсюда делаем вывод о том, что из перечисленных элементов в виде одного природного изотопа может существовать только фтор. Значит, его атомная масса совпадает с массой изотопа <sup>19</sup>F в а.е.м. То, что эта величина оказалась меньше массового числа, объясняется несколько большим дефектом массы в расчете на один нуклон при образовании ядра <sup>19</sup>F, чем при образовании ядра <sup>12</sup>C.

8. Процедура подготовки и само сканирование пациента заняли (90+20)/60 = 1,833 ч, что практически совпадает со временем полураспада изотопа. Следовательно, после сканирования этого пациента в его организме осталось около половины от введенного ему изотопа (то есть 50 % препарата уже распалось).

**Система оценивания:**

1. Определение «чисел» и название стихотворения по 0,5 б.	0,5×9 = 4,5 б.
2. Формулы веществ A-L по 0,5 б., названия по 0,5 б.	(0,5+0,5)×10 = 10 б.
3. Уравнения реакций [1-11] по 0,5 б.	0,5×11 = 5,5 б.
4. Формулы веществ по 0,5 б.	0,5×4 = 2 б.
5. Уравнения реакций и ее отсутствие по 0,5 б., цвета по 0,5 б., форма 0,5 б.	0,5×4+0,5×3+0,5 = 4 б.
6. Мольные и массовые доли каждого изотопа брома по 0,5 б.	0,5×4 = 2 б.
7. Фтор 1 б., дефект массы 1 б.	1+1 = 2 б.

8. Осталось около половины изотопа 2 б.	2 б.
<b>Всего</b>	<b>32 балла</b>

**Задание 2. (автор В.А. Емельянов).**

1. Формулы веществ:  $K_2SO_4$ ,  $K_2CO_3$ ,  $KCl$ ,  $CaSO_4$ ,  $CaCO_3$ ,  $CaCl_2$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $(NH_4)_2CO_3$ ,  $NH_4Cl$ ,  $H_2O$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $HCl$ .

2.1. Вначале подпишем каждую из пробирок цифрами или буквами, чтобы не перепутать их в процессе анализа и однозначно привязать результаты проведенных исследований к каждой конкретной пробирке. Необходимость этой процедуры диктуется и правилами техники безопасности.

2.2. Затем попробуем растворить понемногу каждой соли в воде. Если все три соли растворяются хорошо, то одна из них  $CaCl_2$ . Если одна из них не растворяется или растворяется плохо (увидеть разницу практически нереально), то это сульфат или карбонат кальция.

2.3. Возьмем в отдельную пробирку немного не растворявшейся полностью соли и добавим к ней раствор соляной кислоты. Растворение соли и выделение газа укажут нам на карбонат кальция:

$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$ . Отсутствие этих признаков укажет на то, что эта соль – сульфат кальция. Эту пробирку и твердую соль больше не используем.

2.4. Если все три соли хорошо растворяются, сделаем следующую процедуру. Смешав в отдельных пробирках часть растворов попарно, легко узнаем, где именно находится  $CaCl_2$ , поскольку только этот раствор будет образовывать осадки с каждым из двух остальных:

$CaCl_2 + K_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2KCl$ ,  $CaCl_2 + (NH_4)_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NH_4Cl$  ( $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$ );

$CaCl_2 + K_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2KCl$ ,  $CaCl_2 + (NH_4)_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2NH_4Cl$  ( $Ca^{2+} + SO_4^{2-} = CaSO_4\downarrow$ )

(ответ «помутнение» считается правильным, но на этом этапе отличить карбонат от сульфата опять же нереально).

Итак, если у нас был хлорид кальция, то мы его тоже определили, и этот раствор и пробирку с солью тоже больше не используем в своих экспериментах.

2.5. Отольем понемногу каждого из двух растворов, не содержащих кальция, в разные пробирки и добавим к ним раствор гидроксида бария.

2.5а. Если все вещества были хорошо растворимы в воде, то в обеих пробирках выпадут осадки карбоната и сульфата бария, но в одной пробирке (содержащей аммонийную соль), появится резкий запах аммиака:

$K_2CO_3 + Ba(OH)_2 = BaCO_3\downarrow + 2KOH$ ,  $(NH_4)_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4\downarrow + 2NH_3_{\text{водн.}} + 2H_2O$ ;

$K_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4\downarrow + 2KOH$ ;  $(NH_4)_2CO_3 + Ba(OH)_2 = BaCO_3\downarrow + 2NH_3_{\text{водн.}} + 2H_2O$ .

Или в ионном виде:  $Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3\downarrow$ ,  $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$ ,  $NH_4^+ + OH^- = NH_3_{\text{водн.}} + H_2O$ .

По запаху аммиака мы различаем калиевую и аммонийную соли, а карбонат от сульфата отличим по шипению и выделяющемуся газу при добавлении к небольшим количествам **одной** из двух исходных солей или ее раствору порции соляной кислоты:

$K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + CO_2\uparrow + H_2O$ ;  $(NH_4)_2CO_3 + 2HCl = 2NH_4Cl + CO_2\uparrow + H_2O$

( $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$ ). Если газ выделяется, то это карбонат, если нет, то сульфат, а карбонат оказался в другой пробирке.

Все вещества определены.

2.5б. Если одно из исходных веществ было плохо растворимо, то мы уже знаем, был ли там карбонат или сульфат кальция. В этом случае осадок выпадет только в одной из двух пробирок, в той, которая содержит второй из этих анионов. Сульфат это или карбонат, мы определяем методом исключения, соляная кислота нам уже не нужна. Если пробирка с осадком пахнет аммиаком, то в исходном растворе была соль аммония (карбонат или сульфат, в зависимости от результата эксперимента 2.3). Если аммиаком пахнет пробирка, в которой не выпал осадок, значит, в ней был раствор хлорида аммония, а во второй пробирке – соль калия (карбонат или сульфат, в зависимости от результата эксперимента 2.3):  $2NH_4Cl + Ba(OH)_2 = BaCl_2 + 2NH_3_{\text{водн.}} + 2H_2O$  ( $NH_4^+ + OH^- = NH_3_{\text{водн.}} + H_2O$ ).

Все вещества определены.

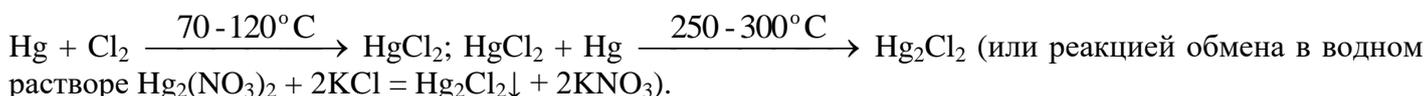
**Система оценивания:**

1. Формулы веществ по 0,5 б.	0,5×12 = 6 б.
------------------------------	---------------

2.1. За маркировку пробирок 2 б.	2 б.
2.2. За использование воды в определении 2 б., за верный вывод о солях кальция, основанный на растворимости 3 б.	2+3 = 5 б.
2.3. За использование соляной кислоты в определении малорастворимой соли кальция 2 б., за идентификацию сульфата и карбоната кальция по 1 б., за уравнение реакции 1 балл	2+1×2+1 = 5 б.
2.4. За использование процедуры попарного смешивания растворов 2 б., за уравнения реакций по 0,5 б. (в ионном виде по 1 б.) за однозначную идентификацию хлорида кальция 1 б.	2+0,5×4+1 = 5 б.
2.5. За использование гидроксида бария 1 б., уравнения реакций по 0,5 б. (кроме уравнения реакции гидроксида бария с карбонатом аммония, которое засчитывается за 1 б.), за использование соляной кислоты, чтобы отличить растворимый карбонат от сульфата 2 б., за решение задачи в случае, если все соли растворимы 2 б., за решение задачи в случае, если одна соль была нерастворима 2 б.	1+0,5×6+1 = 5 б. 2+2+2 = 6 б.
<b>Примечание:</b> Засчитываются уравнения реакций в ионной и молекулярной форме, причем за уравнение реакции в сокращенной ионной форме, выставляется 1 балл (но учитывается оно 1 раз). Если школьник предложил другой план, то за пункты 2.2-2.5 он может получить следующие баллы: за уравнения реакций (не более 8), по 1 б. за каждое <b>однозначно</b> установленное вещество (их 9 вариантов) и далее в соответствии с разбалловкой до 9 б. за использование воды, соляной кислоты, процедуры смешивания растворов и раствора гидроксида бария. Если реактивы используются не совсем рационально (например, добавляются ко всем трем веществам вместо двух или одного) или эта процедура сопровождается не строгим выводом, то за нее выставляется частичный балл.	
<b>Всего</b>	<b>34 балла</b>

### **Задание 3.** (авторы В.А. Емельянов, Д.Г. Трофимов).

1. По Лавуазье, эти два пути - синтез и разложение. Современные химики говорят – синтез и анализ. Простых веществ – жидкостей всего 2: ртуть и бром. В принципе, из условия задачи понятно, что **X** – это именно ртуть (все-таки бром не реагирует с компонентами воздуха). Попробуем подтвердить нашу догадку расчетом. Определим молярную массу вещества **Y**:  $39,9/M_Y = 12,6/22,4$ , откуда  $M_Y = 70,9$ , что соответствует единственному простому газообразному веществу – хлору. Максимальное содержание брома в его хлоридах – 69,27 % (в  $\text{BrCl}$ ), поэтому бром не подходит. Посмотрим, что получается для хлоридов ртути  $\text{HgCl}_n$ , массовое содержание которой в них вычисляется по формуле  $100 \cdot 200,5 / (200,5 + 35,45n)$ . Решив эти два уравнения, получим  $n=2$  для **A** и  $n=1$  для **B**. То есть **X**=Hg, **A**= $\text{HgCl}_2$  (сулема), **B**= $\text{HgCl}$ . Поскольку плотность паров вещества **B** по воздуху составляет 16,28, следовательно, его молекулярная масса составляет  $16,28 \cdot 29 = 472,1$ , что соответствует удвоенной молекулярной массе  $\text{HgCl}$ . Отсюда следует, что **B**= $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  – каломель. Получить **A** и **B** в чистом виде можно, например, следующим образом:



Оба соединения – сильнейшие яды, поэтому современная медицина их не использует.

2. При длительном нагревании ртути в замкнутом объеме воздуха она окисляется в оксид ртути(II) красного цвета:  $2\text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{HgO}_{\text{красн.}}$  (вещество **C**). Из 40,00 унций ртути при 100 % выходе должно было получиться  $(40,00/200,5) \cdot 216,5 = 43,19$  унции оксида. При накаливании в маленькой реторте оксид разложился на простые вещества  $2\text{HgO}_{\text{красн.}} \xrightarrow{450-500^\circ\text{C}} 2\text{Hg}\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ , причем и ртуть при этой температуре (ее  $t_{\text{кип}} = 357^\circ\text{C}$ ) сразу получается в газообразном виде, поэтому и она испарилась, а в реторте ничего не осталось.

3. Ртуть имеет довольно высокое давление паров при комнатной температуре, поэтому испаряется с заметной скоростью уже при обычных условиях. При длительном пребывании в помещении, в котором концентрация паров ртути превышает ее предельно допустимую концентрацию (0,01 мг/м<sup>3</sup>!), поражается центральная нервная система. Первыми признаками являются повышенная утомляемость, общая слабость, апатия, головные боли, головокружение. Затем может развиваться дрожание пальцев рук, век, губ – так называемый «ртутный тремор», наблюдается изменение вкусовых ощущений (металлический привкус), слезотечение, изменение цвета мочи и диарея. Довольно инертная по отношению к обычным окислителям, с такими веществами, как сера и хлорное железо, ртуть реагирует с заметной скоростью уже при комнатной температуре:  $\text{Hg} + \text{S} \rightarrow \text{HgS}$ ;  $2\text{Hg} + 2\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{FeCl}_2$ .

4. Уравнения реакций:  $\text{Hg} + 4\text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow 2\text{NO}_2\uparrow (\text{D}) + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 (\text{E}) + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{HgO}_{\text{жёлт.}}\downarrow (\text{F}) + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{HgO}_{\text{жёлт.}} \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} \text{HgO}_{\text{красн.}}$ ;

$6\text{Hg}_{\text{изб.}} + 8\text{HNO}_3_{\text{разб.}} \rightarrow 2\text{NO}\uparrow (\text{G}) + 3\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 (\text{H}) + 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl} = \text{Hg}_2\text{Cl}_2\downarrow + 2\text{HNO}_3$ ;

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Hg}\downarrow + \text{HgO}_{\text{жёлт.}}\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

**Система оценивания:**

1. Два пути по 0,5 б., вещества X, Y, A и B по 1 б., способы получения A и B по 1 б. (без условий по 0,5 б.), исторические названия по 0,5 б., яды 1 б.	$0,5 \times 2 + 1 \times 4 + 1 \times 2 + 0,5 \times 2 + 1 = 9 \text{ б.}$
2. Вещество C 1 б., его масса 2 б., уравнения реакций по 1 б., испарение ртути 1 б.	$1 + 2 + 1 \times 2 + 1 = 6 \text{ б.}$
3. Высокое давление паров 1 б., ЦНС 0,5 б., любые 3 верных признака по 0,5 б., уравнения реакций по 1 б.	$1 + 0,5 + 3 \times 0,5 + 1 \times 2 = 5 \text{ б.}$
4. Формулы веществ D-H по 1 б., уравнения реакций по 1 б.	$1 \times 5 + 1 \times 6 = 11 \text{ б.}$
<b>Примечание:</b> Если формулы веществ, содержащих $\text{Hg}^{+1}$ , не удвоены, то и вещества, и уравнения реакций засчитываются полностью.	
<b>Всего</b>	<b>31 балл</b>