

Решения Всесибирской открытой олимпиады школьников по химии

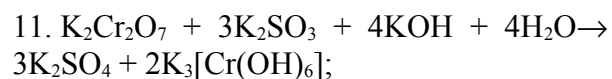
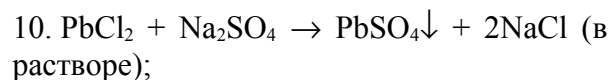
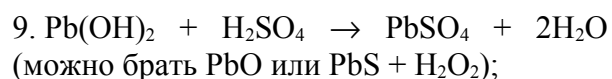
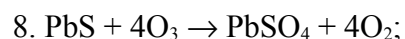
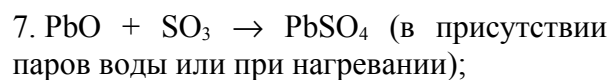
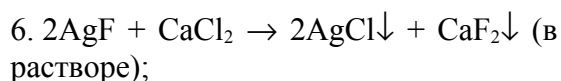
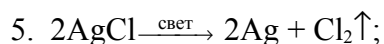
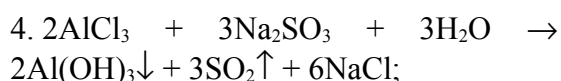
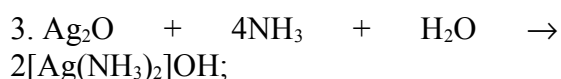
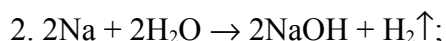
I тур (2008-2009 уч. год)

9 класс

1. Растворение оксида металла в степени окисления +2 в разбавленной серной кислоте сопровождается следующей реакцией: $MO + H_2SO_4 = MSO_4 + H_2O$.

1. Предположим, что был взят 1 моль оксида, тогда потребуется 1 моль серной кислоты (98 г), который будет содержаться в $98/0,2 = 490$ г раствора. В растворе получится 1 моль соли массой $M+96$ г, а масса всего раствора – это сумма масс исходных веществ ($M+16+490$ г). Их отношение дает величину 0,227, откуда получаем $M \approx 24,4$ г/моль, что почти в точности соответствует магнию (разница в 0,1 г/моль получилась из-за ошибок округления).
2. Задача будет чуть сложнее, но решить ее можно, ответом получится отношение M к степени окисления (эквивалент), откуда простым перебором находится M : $M_2O_n + nH_2SO_4 = M_2(SO_4)_n + nH_2O$. Если указана группа ПС, задача немного упрощается, поскольку можно не перебирать все степени окисления. Однако, ответ уже может оказаться не единственным.
3. А вот если для проведения реакции взята горячая концентрированная кислота, то задача сильно усложняется, поскольку степень окисления металла в соли может получиться выше, чем в оксиде. Если исходная степень окисления известна, то задача решается перебором степени окисления металла в его сульфате: $2MO + (2n-2)H_2SO_4 = M_2(SO_4)_n + nH_2O + (n-2)SO_2 \uparrow$, причем при расчете массы раствора следует помнить про выделяющийся сернистый газ. А если исходная степень окисления металла неизвестна, то придется подбирать еще и ее...

2. Уравнения реакций:



3. Бинарный газ В обладает кислотными свойствами, получается при реакции с кислотой и содержит очень легкий элемент (94,1 мас.% У) – все к тому, что один элемент в его составе – водород.

1. Запишем формулу В как H_nX , тогда $1 \cdot n / M_B = (100 - 94,1) / 100$, откуда $M_B / n = 17$. При $n=2$ получаем, что У – сера, а В – H_2S . Значит А – какой-то сульфид с брутто-формулой M_2S_n . Из условия $32n / 2M = 1,78$, откуда $M / n = 9$ – замечательно подходит алюминий (Be, Sc, Cu, Ge – не проходят по валентностям). Итак, X – Al, А – Al_2S_3 . $Al_2S_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2S \uparrow$.

2. Сульфид алюминия – соль очень слабых кислоты и основания, на воздухе гидролизуетея содержащимися в нем парами воды с выделением газа, имеющего запах тухлых яиц:
$$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow.$$

3. Чем больше комки, т.е. меньше поверхность реактива, тем меньше скорость процесса, описанного в п.2; в порошке сульфид алюминия будет портиться значительно быстрее.

4. а) $\text{Al}_2\text{S}_3 + 8\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{Na}_2\text{S}$; б) $\text{Al}_2\text{S}_3 + 24\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 24\text{NO}_2\uparrow + 12\text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Al}_2\text{S}_3 + 12\text{Cl}_2 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 24\text{HCl}$; г) $2\text{Al}_2\text{S}_3 + 9\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{AlCl}_3 + 3\text{S}_2\text{Cl}_2$; д) $\text{Al}_2\text{S}_3 + 3\text{I}_2 \rightarrow 2\text{AlI}_3 + 3\text{S}\downarrow.$

4. 1. Реакция разложения карбоната двухвалентного металла: $\text{MCO}_3 \rightarrow \text{MO} + \text{CO}_2\uparrow$, т.е. потеря массы приходится на CO_2 . Следовательно, остальные 64,9% – это оксид металла, и $\frac{M(\text{MO})}{M(\text{CO}_2)} = \frac{64,9}{35,1} \Rightarrow M(\text{MO}) = 44,0 \cdot 64,9 / 35,1 = 81,4 \text{ а.е.м.}$ Отсюда $M(\text{M}) = 65,4$ и $\text{M} = \text{Zn}$.

2. $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

3. $n\text{H}_2\text{O}: \frac{M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{100\%}{63,7\%} = \frac{189,4 + 18n}{189,4}$; $n=6$.

4. Процентная концентрация фактически дана в условии задачи: $\omega=63,7\%$; $c_{\text{мас}}=63,7 / (100/1,4)=0,892 \text{ г/мл}$; $c_{\text{мол}} = c_{\text{мас}}/M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)=0,00471 \text{ моль/мл}$.

5. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} + 2\text{NO}_2\uparrow + \frac{1}{2}\text{O}_2\uparrow$. $v(\text{газов})=pV/RT=1 \cdot 2,76 / (0,082 \cdot 673)=0,05 \text{ моль} \Rightarrow v(\text{NO}_2) = 0,04 \text{ моль}$, $v(\text{O}_2) = 0,01 \text{ моль}$, $v(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль}$, или 3,79 г.

5. 1. Один мл воды весит 1 г, причем в насыщенном при 20°C растворе HCl этот 1 г составляет $100 - 40 = 60$ масс. %. Отношение масс HCl/H₂O в этом растворе составляет 40/60, следовательно, масса HCl, растворившаяся в 1 г воды – 2/3 г. В молях это будет $2 / (3 \cdot 36,5)$, объем при н.у. составит $22,4 \cdot 2 / (3 \cdot 36,5) = 0,409 \text{ л}$ или 409 мл.

2. В 1 мл воды растворяется $17 \cdot 1,170 / 22,4 = 0,888 \text{ г}$ аммиака. Масса всего раствора $0,888 + 1 = 1,888 \text{ г}$, концентрация аммиака в нем $100 \cdot 0,888 / 1,888 = 47,0 \text{ масс. \%}$.

3. $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ – хлорид аммония.

4. В 7 мл раствора аммиака массой $7 \cdot 0,85 \text{ г}$ содержится $0,47 \cdot 7 \cdot 0,85 \text{ г}$ аммиака или $0,47 \cdot 7 \cdot 0,85 / 17 = 0,165 \text{ моля}$. В 10 мл раствора соляной кислоты содержится $0,4 \cdot 10 \cdot 1,198 / 36,5 = 0,131 \text{ моля}$ хлороводорода, т.е. HCl у нас в недостатке. Максимальная масса NH₄Cl составит $0,131 \cdot 53,5 \approx 7,0 \text{ г}$. При попытке сливания таких растворов большая часть хлорида аммония получится в виде дыма, поэтому растворы следует перед сливанием разбавить (раз в 10), а после нейтрализации раствор упарить на водяной бане.

5. Чтобы вернуть обратно аммиак, достаточно обработать хлорид аммония сильным основанием (годятся и гидроксид, либо оксид кальция), а чтобы вернуть летучий хлороводород, надо нагреть хлоридную соль с нелетучей кислотой (хорошо подойдет серная): $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\uparrow$; $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$. Разложение хлорида аммония при нагревании не позволяет «вернуть обратно» исходные вещества, поскольку при охлаждении они прореагируют вновь, и мы не сможем, не связав один из газов химически, получить другой в чистом виде.

Решения Всесибирской открытой олимпиады школьников по химии

I тур (2008-2009 уч. год)

10 класс

1. Ответ:

Символ	Имя (год рождения)	Родина	Заслуги
Cm	Мария Пьер	Франция, Польша	Открытие пьезоэффекта, открытие Ra и Po
Es	Альберт	Германия	Создание теории относительности
Fm	Энрико	Италия	Создание первого ядерного реактора, основатель нейтронной физики
Md	Дмитрий	Россия	Открытие периодического закона
No	Альфред	Швеция	Изобретение динамита, основатель престижнейшей научной премии
Lr	Эрнест (1901)	США	Создание первого циклотрона, участие в разработке первой атомной бомбы
Rf	Эрнест (1871)	Великобритания (Новая Зеландия)	Объяснение радиоактивности как распада атомных ядер
Sg	Гленн	США	Синтез Pu, Am, Bk, Cf и еще четырех элементов из данной задачи
Bh	Нильс	Дания	Разработка планетарной модели атома
Mt	Лиза (Лизе)	Австрия	Открытие Ra, открытие Оже-эффекта, первая женщина-профессор в Германии (не ее родина)

2. Уравнения реакций:

- 1) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$, $2\text{CuCl}_2 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3\downarrow + 4\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow$;
- 2) $\text{BaCl}_2 + \text{NaHCO}_3 \neq$, $2\text{CuCl}_2 + 4\text{NaHCO}_3 = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3\downarrow + 4\text{NaCl} + 3\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{BaCl}_2 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{AgCl}\downarrow$, $\text{CuCl}_2 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{AgCl}\downarrow$;
- 4) $\text{BaCl}_2 + \text{KI} \neq$, $2\text{CuCl}_2 + 4\text{KI} = 2\text{CuI}\downarrow + \text{I}_2\downarrow + 4\text{KCl}$;
- 5) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \neq$, $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{HCl}$;
- 6) $\text{BaCl}_2 + \text{NH}_3 \neq$, $\text{CuCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$, $\text{CuCl}_2 + 4\text{NH}_3(\text{изб.}) = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;
- 7) $\text{BaCl}_2 + \text{KCN} \neq$, $2\text{CuCl}_2 + 4\text{KCN} = 2\text{CuCN}\downarrow + (\text{CN})_2\uparrow + 4\text{KCl}$, $\text{CuCl}_2 + 3\text{KCN}(\text{изб.}) = \text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2] + (\text{CN})_2\uparrow + 2\text{KCl}$;
- 8) $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 = \text{BaMnO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$, $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$.

3. Навеска 19,07 г меди – это $19,07/63,55 = 0,3$ моля. Медь окисляется азотной кислотой до степени окисления +2, т.е. эти 0,3 моля меди отдают азотной кислоте 0,6 моля электронов. Если взять несколько растворов горячей HNO_3 разной концентрации и растворить в них одинаковые гранулы металлического цинка, то из концентрированной кислоты выделится 761,6 мл газа А, из разбавленной – всего 89,6 мл смеси газов У общей массой 160 мг, а из очень разбавленной (~1%) и вовсе ничего не выделится, но цинк растворится. Воспользовавшись приведенными в задаче числовыми данными (объемы газов пересчитаны на н.у.), дайте ответы на следующие вопросы:

1. С концентрированной HNO_3 образуется $13,44/22,4 = 0,6$ моля газа А, с разбавленной – $4,48/22,4 = 0,2$ моля газа В, т.е. А и В – продукты одно- и трехэлектронного восстановления HNO_3 , т.е. NO_2 и NO . Смеси Х получилось $7,17/22,4 = 0,32$ моля, из которых x моль – это NO , а $0,32-x$ – NO_2 . Тогда $0,5 \cdot (0,32-x) + 3x/2 = 0,3$, откуда $x = 0,14$, $0,32-x = 0,18$. Количественный состав смеси Х. Объемные %: $100 \cdot 0,14/0,32 = 43,75$ (NO) и $56,25$ (NO_2). Масс. %: $100 \cdot 30 \cdot 0,14 / (30 \cdot 0,14 + 46 \cdot 0,18) = 33,65$ (NO) и $66,35$ (NO_2).
2. Одна цинковая гранула выделяет $761,6/22,4 = 34$ ммоль NO_2 , следовательно, в ее состав входит $34/2 = 17$ ммоль цинка. Ее масса составляет $17 \cdot 65,4 = 1112$ мг. В смеси У содержится

всего $89,6/22,4 = 4$ ммоль газов, в среднем по $4/17 = 0,235$ моля на каждый моль вступившего в реакцию цинка. Это значит, что восстановление азотной кислоты прошло очень глубоко и коэффициенты перед соответствующими газами в уравнении реакции должны быть в 4-5 раз меньше, чем перед цинком (см. п. 3). Проверим N_2 и N_2O : пусть x – количество ммоль азота в смеси, тогда $4-x$ – количество N_2O . Тогда $5x + 4(4-x) = 17$, откуда $x = 1$, $4-x = 3$. Проверим по массе: $28*1 + 44*3 = 160$ мг, что совпадает с условием задачи, следовательно состав смеси предсказан нами правильно. Количественный состав: $100/4 = 25$ об. % N_2 и 75 об. % N_2O ; $100*28/160 = 17,5$ масс. % N_2 и 82,5 масс. % N_2O .

3. $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$; $3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$; $Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$; $4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + N_2O\uparrow + 5H_2O$; $5Zn + 12HNO_3 \rightarrow 5Zn(NO_3)_2 + N_2\uparrow + 6H_2O$. Из очень разбавленной кислоты газ не выделяется, поскольку восстановление проходит наиболее глубоко – до иона аммония: $4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$.

4. После аккуратного испарения растворов в опытах по растворению меди получится по 0,3 моля $Cu(NO_3)_2*6H_2O$, т.е. $0,3*295,5 = 88,65$ г. В случае цинка в первых двух опытах получится по 0,017 моль $Zn(NO_3)_2*9H_2O$, т.е. $0,017*351,4 = 5,97$ г. В третьем опыте образуется еще и нитрат аммония в количестве $0,017/4 = 0,00425$ моль массой $0,00425*80 = 0,34$ г, т.е. общая масса солей в этом опыте составит $5,97+0,34 = 6,31$ г.

4. 1. Показатель кислотности (рН) раствора определяется диссоциацией угольной кислоты по первой ступени, поскольку 2-я константа диссоциации значительно меньше. Следовательно, можно принять, что концентрации протонов и гидрокарбонат-ионов практически равны $[H^+] = [HCO_3^-] = 10^{-pH} = 10^{-4}$ моль/л. Из выражения для константы равновесия следует, что

$$[H_2CO_3] = [H^+][HCO_3^-]/K_{a1} = 10^{-4} \text{ моль/л,}$$

$$[CO_3^{2-}] = K_{a2}[HCO_3^-] / [H^+] = K_{a2} = 5*10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Поскольку в форме H_2CO_3 находится 0,25% от растворенного углекислого газа, его общая концентрация в воде составит $10^{-4} / 0,0025 = 0,04$ моль/л.

$$[CO_{2(водн)}] = 0,04 - 2*10^{-4} - 5*10^{-11} \approx 0,04 \text{ моль/л.}$$

2. По закону Генри растворимость газа в жидкости пропорциональна его давлению. Содержание CO_2 в воздухе составляет около 0,03 %, его парциальное давление соответственно равно $3*10^{-4}$ атм. Концентрация H_2CO_3 пропорционально составит $10^{-4}*3*10^{-4} = 3*10^{-8}$ моль/л. $[H^+]^2 = K_{a1}[H_2CO_3] = 3*10^{-12}$, откуда $[H^+] = 1,7*10^{-6}$, рН = 5,8.

3. Чем меньше кислотность раствора, тем больше будет равновесная концентрация гидрокарбонат- и карбонат-ионов и, соответственно, этот раствор сможет поглотить больше углекислого газа. Ряд по возрастанию рН:

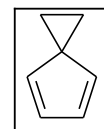
HCl (сильнокислая среда), NH_4Cl (слабокислая – соль слабого основания и сильной кислоты), NaCl (нейтральная), $NaHCO_3$ (слабощелочная – соль слабой кислоты), Na_2CO_3 (среднещелочная – соль очень слабой кислоты), NH_3 (среднещелочная – слабое основание, но молярная концентрация заметно выше, чем в предыдущем случае), KOH (сильнощелочная – сильное основание), NaOH (сильнощелочная – сильное основание, но молярная концентрация выше, чем в предыдущем случае). В растворе NaCl CO_2 растворяется все же хуже, чем в воде из-за солевого фона, поэтому H_2O с нейтральной средой попадает между NaCl и $NaHCO_3$.

5. 1. Соотношение атомов углерода и водорода в углеводороде X:

$$C : H = \frac{91,25}{12,01} : \frac{8,75}{1,01} = 1 : 1,14 = 7 : 8, \text{ т.е. его формула } (C_7H_8)_n. \text{ Его молярная масса не превышает}$$

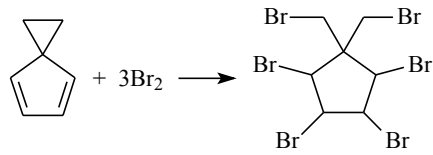
100 г/моль, следовательно, $n = 1$, молекулярная формула X – C_7H_8 .

2. Поскольку 1 моль X способен присоединить 3 моль брома, а все метиленовые группы, присутствующие в молекуле этого соединения, эквивалентны, структурную формулу X можно изобразить следующим

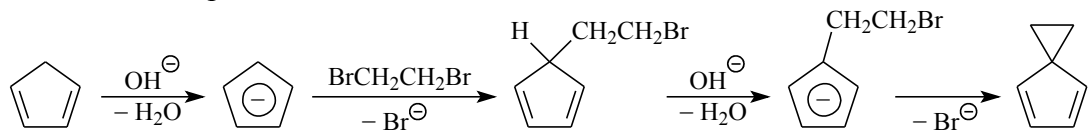


образом

3. 1 моль X присоединяет 3 моль брома: 2 моль – за счет присоединения по двум двойным связям, 1 моль – за счет раскрытия циклопропанового фрагмента:



4. Постадийная схема образования X:



Решения Всесибирской открытой олимпиады школьников по химии

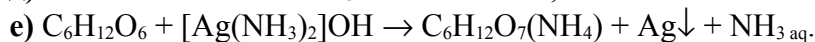
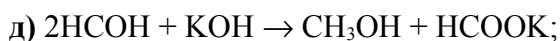
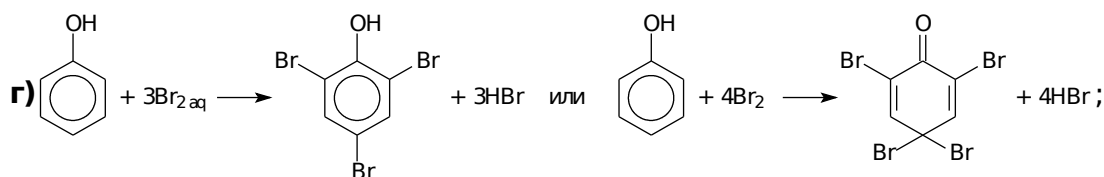
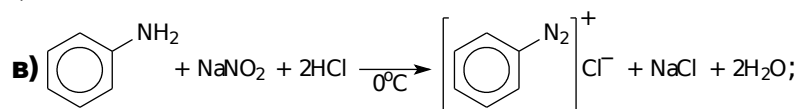
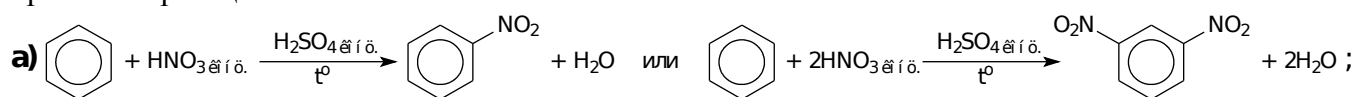
I тур (2008-2009 уч. год)

11 класс

1. Ответ:

1.	Б	Е	Н	З	О	Л														
2.	Ф	Р	У	К	Т	О	З	А												
3.	Э	Т	А	Н	О	Л														
4.	А	Н	И	Л	И	Н														
5.	Ф	Е	Н	О	Л															
6.	Ф	О	Р	М	А	Л	Ь	Д	Е	Г	И	Д								
7.	Г	Л	Ю	К	О	З	А													
8.	П	О	Л	И	В	И	Н	И	Л	Х	Л	О	Р	И	Д					

Уравнения реакций:



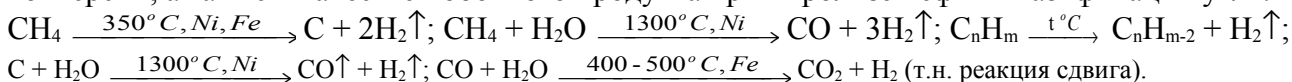
2. Химику срочно потребовался водород, а шкафчики с кислотами и щелочами, как на грех, оказались заперты лаборанткой, которая уже ушла домой. Ключи от этих шкафчиков он найти не смог, и решил обойтись теми реактивами, которые попались ему под руку: кусочком очищенного буквально на днях металлического натрия, заботливо залитого им силиконовым маслом, и цинковой пылью. Собрав нехитрый приборчик, он поместил туда натрий, промокнув масло листами фильтровальной бумаги, и, немного подумав, добавил к нему 15 г цинковой пыли. Затем он вытеснил из прибора воздух инертным газом и, аккуратно добавляя к смеси металлов дистиллированную воду, смог получить 6,72 л водорода (н.у.).

1. В лаборатории водород обычно получают взаимодействием металлов средней активности (чаще всего цинк) с серной кислотой, либо взаимодействием того же цинка или алюминия со щелочью. В последнее время появились маленькие лабораторные электролизеры, называемые генераторами водорода, в которых проводят электролиз разбавленного раствора щелочи:

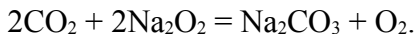


Использование гидридов щелочных металлов и тем более самих щелочных металлов никак не являются обычными способами получения водорода в лаборатории.

В промышленности основное количество водорода получают из метана, путем его пиролиза или конверсии, а также в качестве побочного продукта при пиролизе нефти и газификации угля:



2. Натрий заливают маслом, керосином, парафином и т.п., чтобы изолировать от доступа воздуха, иначе он будет с воздухом реагировать: $2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$; $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$;
 $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$; $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3$;



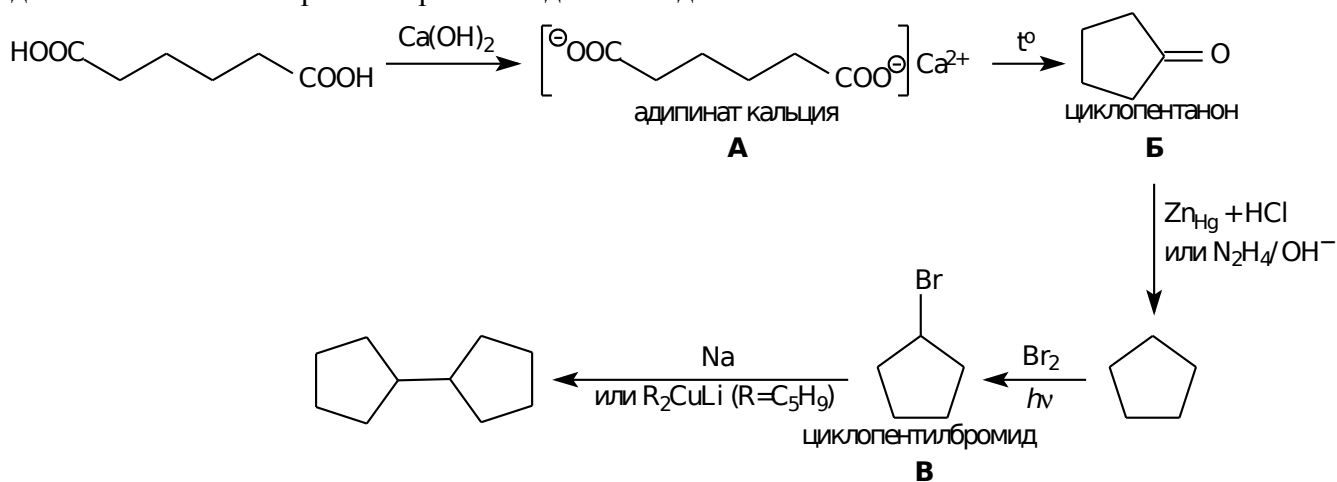
3. Поскольку цинк с водой не реагирует, зато реагирует со щелочью, химик добавил цинка к натрию, чтобы получить большее количество водорода:



4. Цинка было $15/65,4 = 0,23$ моля. Если бы цинк прореагировал полностью, то натрия должно было быть не меньше, чем 0,46 молей и вместе они бы дали как минимум $0,23 + 0,46/2 = 0,46$ молей водорода. Водорода же получилось $6,72/22,4 = 0,3$ моля, что означает, что цинк прореагировал не весь. В таком случае цинка вступает в реакцию ровно в 2 раза меньше, чем было натрия, и оба они дают одинаковое количество водорода, т.е. по $0,3/2 = 0,15$ моля. Следовательно, натрия было $0,15*2 = 0,3$ моля, т.е. $0,3*23 = 6,9$ г.

5. После проведения опыта в приборе остался водный раствор $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, избыток цинковой пыли и в газовой фазе водород и инертный газ.

3. Один из возможных вариантов решения данной задачи:



4. Полученный осадок соли Шевреля X может содержать медь, серу, кислород, водород и натрий.

1. Длительное выдерживание 3,867 г этого вещества в эксикаторе над оксидом фосфора привело к отщеплению от него воды массой $0,093*3,867 = 0,36$ г или 0,02 моля, причем вода эта, по-видимому, кристаллизационная, т.к. держалась непрочно.

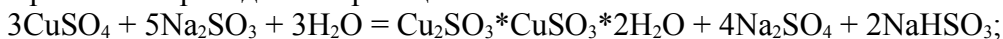
Поскольку аммиачный раствор X имеет интенсивную синюю окраску и эта окраска сохраняется после пропускания ацетилен, то в состав X входит медь(II) – это окраска комплекса $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. В осадке У 84,15 % меди с молярной массой 63,55 г/моль, значит молярная масса У в расчете на 1 атом меди $63,55/0,8415 = 75,52$, т.е. масса остатка $11,97 \approx 12$ г/моль. Это хорошо подходит под углерод, тем более, что ацетилен действительно осаждает кирпично-красный ацетиленид меди Cu_2C_2 из растворов, содержащих аммин меди(I). Поскольку растворение солей меди в аммиаке не сопровождается о-в реакциями, это значит, что в составе этой соли Шевреля изначально есть медь в разных степенях окисления. Количество меди(I) в навеске легко считается из массы У: $1,51*0,8415/63,55 = 0,02$ моля. Общее количество меди в навеске нам подскажет медный купорос ($\text{CuSO}_4*5\text{H}_2\text{O}$), которого выделяют $7,5/250 = 0,03$ моля.

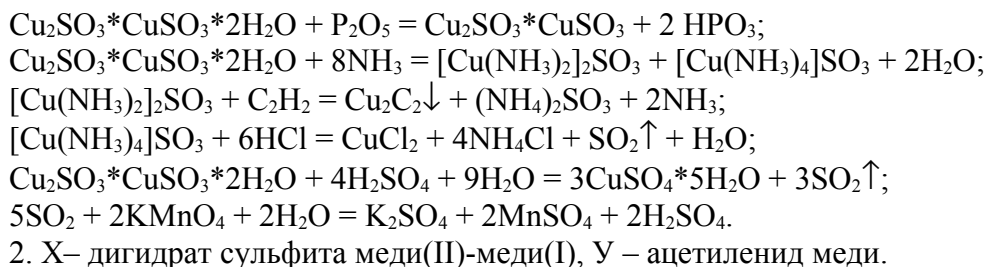
Теперь разберемся с серой. Так как после подкисления синий раствор не дает осадка с раствором хлорида бария, значит, сульфат-ионов в соли X нет. При нагревании X с конц. серной кислотой должно идти окисление меди(I) до меди(II), которое будет сопровождаться выделением сернистого газа Z (он действительно обесцвечивает раствор перманганата калия). Всего выделилось $0,672/22,4 = 0,03$ моля SO_2 , из них $0,02/2 = 0,01$ моль за счет окисления 0,02 молей Cu(I), остальные 0,02 моля – за счет реакции содержащегося в X связанного сульфита с кислотой.

Вода, образовавшаяся при нагревании X в токе водорода, показывает нам содержание кислорода в исходной навеске: $1,44/18 = 0,08$ моля, из которых 0,02 приходится на кристаллизационную воду.

Итак, посмотрим, есть ли в X что-то еще, о чем мы не догадались: $0,03*63,55 + 0,02*32 + 0,08*16 + 0,04*1 = 3,8665 \approx 3,867$ г. Молярное соотношение элементов в соли Шевреля Cu:S:O:H = 3:2:8:4, ее брутто-формула $\text{Cu}_3\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_4$ или $\text{Cu}_2\text{SO}_3*\text{CuSO}_3*2\text{H}_2\text{O}$.

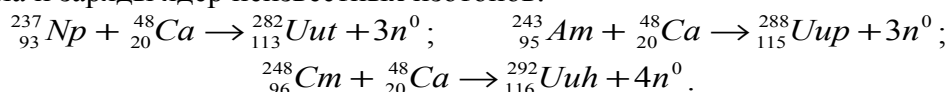
Уравнения проведенных реакций:





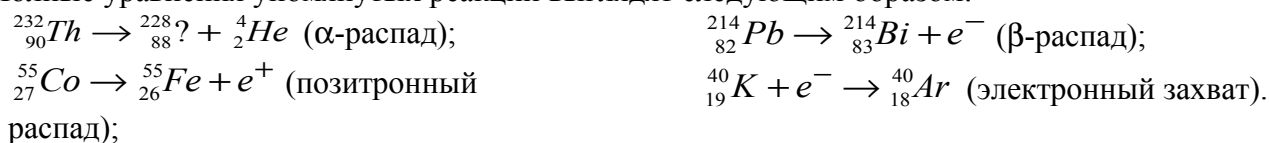
2. X – дигидрат сульфита меди(II)-меди(I), Y – ацетиленид меди.

5. 1. При составлении уравнений ядерных реакций необходимо помнить, что должно соблюдаться равенство сумм зарядов ядер изотопов (или других принимающих участие частиц) в левой и правой частях уравнения; то же касается и равенства массовых чисел. Исходя из этого, находим массовые числа и заряды ядер неизвестных изотопов:



2. Названия этим элементам даны по их порядковым номерам (искусственно образовано из корней латинских числительных). Например, элемент Uup – *Ununpentium* можно приблизительно перевести как «одно-одно-пятый». Названия временные и в дальнейшем, как предполагается, будут изменены.

3. Полные уравнения упомянутых реакций выглядят следующим образом:



4. Пусть серия распадов включает x α - и y β -распадов.

Массовое число меняется только за счет α -распадов: $238 - 4x = 206$; $x = 8$.

Заряд ядра меняется как за счет α -, так и за счет β -распадов: $92 - 2x + y = 82$; $y = 6$.

Ответ: **8** α -распадов и **6** β -распадов.

5. Из интегральной записи $N = N_0 e^{-\lambda t}$ перейдем к логарифмическому виду

$\ln\left(\frac{N}{N_0}\right) = -\lambda t$. Используя понятие о периоде полураспада (время, за которое распадается половина атомов радиоактивного изотопа) это выражение можно записать

в виде $\ln\left(\frac{N_0}{2N_0}\right) = -\lambda t_{1/2}$, где $t_{1/2}$ – период полураспада; $\lambda = \ln 2 / t_{1/2}$. $N = 1 / 238$ моль;

$N_0 = 1 / 238 + 0,4/206$ моль; $N_0 / N = 1 + 0,4 \cdot 238 / 206 = 301,2 / 206$. Возраст месторождения урана $t = \ln(N_0 / N) / \lambda = t_{1/2} \cdot \ln(N_0 / N) / \ln 2 = 4,486 \cdot 10^9 \cdot \ln(301,2/206) / \ln 2 = 2,46 \cdot 10^9$ лет.