Анализ заданий муниципального этапа всероссийской олимпиады школьников по химии 11 класс
2022-2023 учебный год

Федорова Алла Михайловна,
учитель химии МБОУ
«Гимназия №1 им. Н.М. Пржевальского»

Максимальный балл – 65 баллов
Длительность выполнения заданий составляет 4 часа

Задача 11-1

В результате термического разложения 8 г кристаллогидрата неизвестной соли с массовой долей кристаллизационной воды 11,25% образовалось 4 г оксида металла (II), 1,8 г воды и выделилось 1,12 л (н.у.) газообразного оксида элемента (IV) с плотностью 1,964 г/л (н.у.). Определите формулу исходного кристаллогидрата, если известно, что массовая доля кислорода как элемента в нем равна 0,6.

Решение задачи

Составим схему превращений: соль·x $H_2O \rightarrow MeO + H_2O + XO_2$

Определим состав газообразного оксида: $n(XO_2) = 1,12 : 22,4 = 0,05$ моль; $M(XO_2) = 2,2:0,05= 44$ г/моль, следовательно, выделился углекислый газ, исходное вещество – соль угольной кислоты.

Количество вещества исходной соли также составляет 0,05 моль.

С учетом массовой доли кристаллизационной воды масса безводной соли будет равна:

$m_{безв.соли} = 8\cdot (1 – 0,1125) = 7,1$ г.

Таким образом, если бы источником выделившейся воды была бы только кристаллизационная вода, то её масса составила бы 8 – 7,1 = 0,9 г, по условию эта величина составила 1,8 г. Объяснить кажущееся несоответствие можно исходя из предположения, что исходная соль – основный карбонат двухвалентного металла $Me_2(OH)_2CO_3$.

Количество вещества основного карбоната равно количеству углекислого газа – 0,05 моль; молярная масса основной соли: $M_{осн.соли} = 7,1 : 0,05 = 142$ г/моль. Отсюда молярная масса металла: $M(Me) = (142 – 34 – 60) : 2 = 24$ г/моль; масса кристаллизационной воды – 0,9 г (0,05 моль). Следовательно, формула исходной соли: $Mg_2(OH)_2CO_3\cdot H_2O$.

Критерии оценивания:
- определение углекислого газа и вывод о природе кислотного осадка – 4 балла;
- предположение о типе соли – 2 балла;
- вывод формулы безводной соли – 2 балла;
- определение количества кристаллизационной воды – 2 балла.
Всего: 10 баллов.

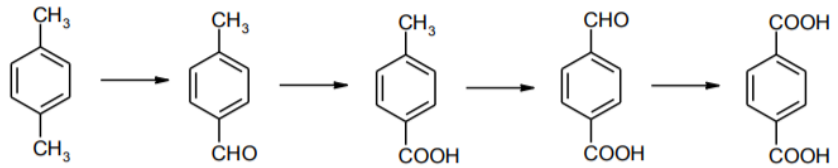
Задача 11-2

Парашют (фр. *parachute*, от греч. para – против и фр. *chute* – падение) — устройство в форме зонта из ткани или другого мягкого материала, к которому стропами прикреплена подвесная система или груз. Служит для замедления движения предмета в воздухе, обычно изготавливается из легкой, прочной ткани. Первые парашютные навесы были сделаны из холста, позднее стали использовать шелк – материал тонкий, легкий, прочный и упругий. Во время Второй мировой войны производители начали применять синтетическую нейлоновую ткань – это материал более эластичный и менее дорогой. Сейчас довольно часто используют полиэтилентерефталат (ПЭТФ): ткани из него легкие, прочные, отталкивают воду и грязь, устойчивы к механическим воздействиям и ветру.

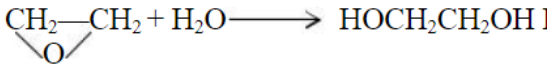
Рассчитайте расход сырья для получения ткани на изготовление одного парашюта. Данные для расчета: площадь купола парашюта 22 м^2, удельный вес ткани – 60 г/м^2, потери ткани на этапе производства – 10%. Сырьем для производства волокна служат этиленгликоль и терефталевая (1,4-бензолдикарбоновая) кислота. В свою очередь этиленгликоль получают из этиленоксида (выход 80%), а кислоту – постадийным окислением *п*-ксилола в присутствии кислотных катализаторов, например, фосфорной кислоты (суммарный выход 85%). Составьте схемы получения мономеров, запишите уравнение сополиконденсации.

Решение задачи

1) Схема постадийного окисления *п*-ксилола:



2) Получение этиленгликоля



3) Схема реакции поликонденсации

4) Расчетная часть:

- масса полимера с учетом потерь 22 м^2 ·60 г/м^2:0,9 = 1467г;
- масса *п*-ксилола теоретическая m_1т= (1467·106):192=809, г;
- масса *п*-ксилола практическая m_1пр= 809,9:0,85= 952,8 г;
- масса этиленгликоля теоретическая m_2т= (1467·106):62= 2508г;

· масса этиленгликоля практическая m_2пр= 2508:0,80= 3135 г.

Критерии оценивания:
- схема поэтапного окисления п-ксилола – 2 балла;
- схема получения этиленгликоля – 2 балла;
- схема реакции поликонденсации – 1балл;
- вывод формулы безводной соли – 2 балла;
- расчеты – 5 баллов.
Всего: 10 баллов.

Задача 11-3

Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

1) Sb + HCl(конц) + HNO_3(конц) → … + …
2) Se + NaOH(конц) → … + … + … (t)
3) HgS + … + … → Hg Cl_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O
4) $AuCl_3$ + FeSO4 → … + … + … (t)
5) K_2MnO_4 + C_2H_5OH (гор.) → … + … + …

Решение:

1) $3Sb + 18HCl_{(конц)} + 5HNO_{3(конц)} \rightarrow 3HSbCl_6 + 5NO + 10H_2O$
2) $Se + 6NaOH(конц) \rightarrow Na_2SeO_3 + 2Na_2Se + 3H_2O(t)$
3) $3HgS + 8HNO_{3(конц)} + 6HCl_{(конц)} \rightarrow 3HgCl_2 + 3H_2SO_4 + 8NO + 4H_2O$
4) $AuCl_3 + 3FeSO_4 \rightarrow FeCl_3 + Fe_2(SO_4)_3 + Au$ (t)
5) $K_2MnO_4 + C_2H_5OH_{(гор.)} \rightarrow MnO_2 + CH_3CH(O) + 2KOH$

Критерии оценивания:
- за каждое верное уравнение по 2 балла.
Всего: 10 баллов.

Задача 11-4

В популярной литературе так описывается история открытия в 1817 году одного химического элемента. На одной из фабрик в Германии проверяли произведенный оксид цинка: препарат растворили в кислоте, при пропускании через раствор сероводорода выпал желтый осадок. Подозрительный образец оксида цинка с другими цинковыми и карбонатными препаратами отправили в Геттингенский университет химику Ф.Шроймеру. После прокаливания полученного образца исследователь получил не белый, как ожидалось, а желтый осадок, похожий на сульфиды мышьяка, но тщательный анализ показал, что мышьяка в образце нет.

Так было установлено, что в образце находится новый неизвестный элемент. Дальнейшие исследования показали, что своих месторождений минералы, содержащие этот элемент, не образуют, хотя мировые запасы этого химического элемента оцениваются в 20 млн. т. Главным промышленным источником являются цинковые руды. Отходы производства

цинка обрабатывают серной кислотой, оксид элемента (как и оксид свинца) растворяется, полученный раствор очищают от примесей, необходимый металл осаждают из раствора цинком, полученную смесь производимого металла с цинком обрабатывают разбавленным раствором серной кислоты. Образующийся подкисленный водный раствор сульфата металла подвергают электролизу.

Важнейшая область применения элемента – производство химических источников тока, включая компактные аккумуляторы управляемых ракет. Около 10% производимого металла расходуется на получение сплавов, например, этот металл, наряду с висмутом, свинцом и оловом входит в состав сплава Вуда, который можно расплавить в горячей воде.

Резкий скачок спроса на этот элемент произошел в середине XX века: выяснилось, что он поглощает нейтроны и может служить материалом для изготовления регулирующих и аварийных стержней атомных реакторов.

1) О каком элементе идет речь?
2) Составьте уравнения реакций взаимодействия сульфата выделяемого металла с цинком и электролиза водного раствора сульфата металла, если катод изготовлен из первичного (загрязненного металла), а анод – и чистого металла;
3) Запишите реакции, которые происходят при работе аккумулятора, анод которого изготовлен из произведенного металла, катодом является гидроксид никеля, электролитом – гидроксид калия.
4) Приведите пример реакции распада ядра урана-235, если массы дочерних ядер соотносятся как 2 к 3.
5) Рассматриваемый элемент входит в так называемую «мрачную тройку» особенно токсичных тяжелых металлов. Назовите еще два элемента из этой тройки.

Решение:

1) Определяемый элемент – кадмий.
2) $CdSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cd$; электролиз водного раствора сульфата кадмия, полученного после обработки чернового металла серной кислотой: на аноде окисляются кадмий и молекулы воды, напряжение подбирают так, чтобы разряд посторонних ионов не происходил; на катоде одновременно восстанавливаются катионы кадмия и молекулы воды, анодное и катодное пространство разделены:

   A: $2H_2O - 2e^- = O_2 + 4H^+$ ***K:*** $Cd^{2+} + 2e^- = Cd^0$

   $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$
3) Схема работы цинк-кадмиевого аккумулятора: система $NiO(OH) \mid KOH \mid Cd$

   токообразующая реакция

   $Cd + 2NiO(OH) + 2H_2O \leftrightarrow 2Ni(OH)_2 + Cd(OH)_2$
4) Необходимое условие поддержания цепной реакции ядерного распада под действием замедленных («тепловых») нейтронов –

образование в каждом акте распаде не менее двух новых нейтронов. Один и вариантов распада

$_{92}^{235}U + n^0 = {}_{38}^{87}Sr + {}_{54}^{146}Xe + 2{}_0n^1$

5) «Мрачная тройка» : Hg – Pb - Cd.

Критерии оценивания:
- определение элемента – 2 балла;
- уравнение реакции цинка с сульфатом кадмия – 1 балл;
- уравнения процессов электролиза на катоде и аноде – 2 балла;
- схема работы цинк-кадмиевого аккумулятора – 4 балла;
- пример реакции распада ядер урана-235 – 2 балла;
- перечень элементов «мрачной тройки» - 4 балла.
Всего: 15 баллов.

Задача 11-5

В начальный момент времени процесса окисления азота(II) кислородом до оксида азота(IV) количества веществ реагентов составляли по 2 моль, продукт реакции в системе отсутствовал. К некоторому моменту времени образовался 1 моль оксида азота(II) достигла 1 моль/л. Рассчитайте объемные доли газов в системе состоянии равновесия.

Решение:

Составим уравнение реакции: $2NO + O_2 = 2NO_2$

На образование 1 моль диоксида азота расходуется 1 моль оксида азота и 0,5 моль кислорода. В новом состоянии равновесия количества веществ компонентов составляют: монооксида азота 1 моль, кислорода – 1,5 моль, диоксида азота – 1 моль. Суммарное количество веществ – 3,5 моль. Объемные доли газовых компонентов в системе будут соответствовать соотношению количеств веществ:

$\varphi(NO) = 1/3{,}5 \cdot 100\% = 28{,}57\%$;

$\varphi(O_2) = 1{,}5/3{,}5 \cdot 100\% = 42{,}86\%$;

$\varphi(NO_2) = 1/3{,}5 \cdot 100\% = 28{,}57\%$.

Критерии оценивания:
- уравнение реакции – 1 балл;
- вывод о количестве прореагировавших веществ – 1 балл;
- вывод о количестве веществ в системе после реакции – 2 балла;
-расчет объемных долей компонентов в системе – 1 балл.
Всего: 5 баллов.

Задача 11-6. (Мысленный эксперимент). Химику-аналитику выдали для анализа 100 мл раствора, содержащего смесь карбоната и гидрокарбоната натрия и поставили задачу – определить массы компонентов в смеси.

Для решения задачи аналитик отбирал 10 мл раствора, добавлял фенолфталеин и титровал раствором соляной кислоты концентрацией 0,1 моль/л до исчезновения малиновой окраски. Затем к обесцвеченному раствору он добавлял метиолранж и продолжал титровать до появления розовой окраски.

На титрование 10 мл пробы с фенолфталеином пошло 8,75 мл раствора соляной кислоты (среднее значение), на титрование с метилоранжем – еще 11,1 мл (среднее значение).

Задания: напишите уравнения протекающих реакций, рассчитайте массы солей в исходном образце.

Решение:

Раствор карбоната натрия за счет гидролиза имеет щелочную среду, вследствие чего фенолфталеин приобретает малиновую окраску. При реакции с соляной кислотой протекает реакция:

$$Na_2CO_3 + HCl = NaHCO_3 + NaCl.$$

Средняя соль превращается в кислую, окраска индикатора исчезает (раствор $NaHCO_3$ показывает слабощелочную среду (pH≈ 8,4), фенолфталеин нечувствителен).

При дальнейшем титровании соляной кислотой протекает реакция:

$$NaHCO_3 + HCl = NaCl + H_2O + CO_2$$

Первая «избыточная» капля соляной кислоты дает розовую окраску метилоранжа.

По результатам первого титрования можно рассчитать массу Na_2CO_3:

m= 0,1 моль/л $\cdot$ $8{,}75 \cdot 10^{-3}$ л $\cdot$ 106 г/моль $\cdot$ 10 (с учетом 100 мл исходного раствора) ≈ **0,9** (г)

При расчетах со вторым титрованием необходимо помнить, что реагирует и исходная часть $NaHCO_3$, и образовавшаяся из Na_2CO_3 при первом титровании. Расход соляной кислоты на титрование «исходного» $NaHCO_3$ будет составлять разница в титрованиях. Следовательно:

m= 0,1 моль/л $\cdot$ $(11{,}1 - 8{,}75) \cdot 10^{-3}$ л $\cdot$ 84 г/моль $\cdot$ 10 (с учетом 100 мл исходного образца) ≈ **0,2** (г)

Рекомендации к оцениванию:
за каждое верно записанное уравнение реакции 1 балл, итого – 2 балла,
за верный расчет массы карбоната натрия – 5 баллов,
за расчет массы гидрокарбоната - 8 баллов.
Итого – 15 баллов.