

Олимпиада «БУДУЩИЕ ИССЛЕДОВАТЕЛИ – БУДУЩЕЕ НАУКИ» по химии
ОЧНЫЙ ОТБОРОЧНЫЙ ТУР 2022/23. *Время выполнения – 90 минут*

1 вариант

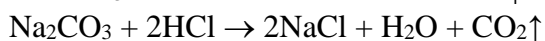
9 класс

Задача 9-1

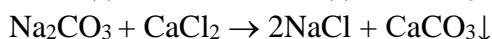
При растворении 32.8 г смеси твердых гидрокарбоната натрия и кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в некотором количестве 10%-ного раствора соляной кислоты выделился газ объемом 3360 мл (нормальные условия). Полученный раствор не мутнеет при добавлении к нему раствора хлорида кальция.

- Составьте уравнения всех протекающих реакций;
- определите массовую долю гидрокарбоната натрия в исходной твердой смеси;
- определите количество вещества выделившегося газа (моль);
- сделайте заключение о том, полностью ли прореагировали обе исходные соли, подтвердив заключение уравнениями реакций.

Решение



Исходные Na_2CO_3 и NaHCO_3 прореагировали полностью. В противном случае раствор CaCl_2 дал бы белый осадок CaCO_3 :



Определим общее количество CO_2 по объему: $n(\text{CO}_2) = 3.36/22.4 = 0.15$ моль.

Пусть $n(\text{NaHCO}_3) = x$ моль в исходной смеси, тогда $n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = (0.15-x)$ моль.

Значит $m(\text{NaHCO}_3) = 84x$ г, $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286(0.15-x)$ г.

Составим уравнение: $84x + 286(0.15-x) = 32.8$. Отсюда $x = 0.05$.

Итак, $n(\text{NaHCO}_3) = 0.05$ моль, $m(\text{NaHCO}_3) = 0.05 \cdot 84 = 4.2$ г.

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0.1 \cdot 286 = 28.6$ г. В сумме масса солей 32.8 г, как и должно быть.

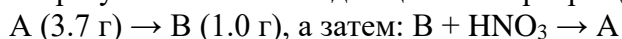
Массовая доля $\omega(\text{NaHCO}_3) = 4.2/32.8 = 0.128$ (12.8%).

Задача 9-2

Термогравиметрический метод анализа (ТГА) основан на измерении потери массы вещества при нагревании на воздухе и позволяет делать выводы об изменениях, происходящих с веществом. Ниже приведены результаты ТГА некоторого нитрата металла А (температура, масса образца): 20°C (3.7 г); 70° (3.7); 150° (3.7); 300 (1.0); 500 (1.0); 700 (1.0). При 300°C замечено выделение бурого газа. Конечный твердый продукт можно растворить в разбавленной азотной кислоте, при этом образуется раствор вещества А, которое содержит в молекуле 16.22% металла в степени окисления +2). Определите вещества на всех стадиях анализа и составьте уравнения реакций описанных процессов. Известно, что термическое разложение нитратов щелочных и некоторых щелочноземельных металлов приводит к образованию нитритов и кислорода. Нитраты металлов средней активности (от магния до свинца в электрохимическом ряду напряжений металлов) разлагаются до оксидов металлов, оксида азота(IV) и кислорода. Нитраты малоактивных металлов (после водорода в ряду напряжений металлов) разлагаются до металлов, оксида азота(IV) и кислорода.

Решение

По результатам ТГА видна цепочка превращений вещества А:



Исходное вещество А - нитрат металла $\text{Me}(\text{NO}_3)_2$. Раз продуктом его распада является NO_2 , то металл относится к малоактивным или среднеактивным, твердый остаток должен быть либо металлом, либо его оксидом.

Найдем массу металла в нитрате металла А: $m(\text{Me}) = 3.7 \cdot 0.1622 = 0.6 \text{ г}$.

Значит продукт В термораспада (1 г) – это оксид металла MeO .

1 г оксида MeO содержит 0.6 г металла и 0.4 г кислорода. $\nu(\text{Me}) = \nu(\text{O}) = 0.025 \text{ моль}$.

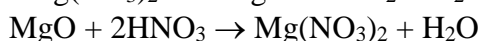
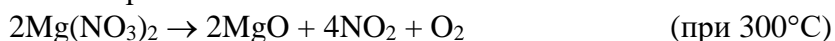
$M(\text{Me}) = 0.6/0.025 = 24$. Металл - магний.

Определим молярные массы магниевых производных А, В.

$M(\text{B}) = 1.0/0.025 = 40 \text{ г/моль}$. Вещество В - это MgO .

$M(\text{A}) = 3.7/0.025 = 148 \text{ г/моль}$. Вещество А - это $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

Уравнения:



Задача 9-3

При нагревании 0.158 г KMnO_4 образуется два твердых продукта 0.0985 г А и 0.0435 г В и выделяется 11.2 мл газа Х (н.у.). Твердое вещество В является катализатором разложения соли KClO_3 . Если нагревать 0.245 г соли KClO_3 в присутствии соединения В, то образуется 0.149 г соли С и 67.2 мл газа Х (н.у.). Если такую же массу соли KClO_3 нагревать без соединения В, то образуется только два твердых продукта – 0.0373 г С и 0.2078 г D.

1. Установите вещества А – D и газ Х.

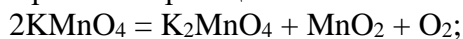
2. Составьте уравнения реакций, о которых идет речь.

Ответ подтвердите соответствующими расчетами.

Решение

А - K_2MnO_4 ; В - MnO_2 ; С - KCl ; D - KClO_4 ; Х - O_2 .

Уравнения реакций



$n(\text{KMnO}_4) = 0.158 / 158 = 0.001 \text{ моль}$; $n(\text{O}_2) = 11.2 \cdot 10^{-3} / 22.4 = 0.0005 \text{ моль}$;

$n(\text{K}_2\text{MnO}_4) = 0.0985 / 197 = 0.0005 \text{ моль}$; $n(\text{MnO}_2) = 0.0435 / 87 = 0.0005 \text{ моль}$;

$2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ - в присутствии MnO_2 ;

$n(\text{KClO}_3) = 0.245 / 122.5 = 0.002 \text{ моль}$; $n(\text{O}_2) = 67.2 \cdot 10^{-3} / 22.4 = 0.003 \text{ моль}$;

$n(\text{KCl}) = 0.149 / 74.5 = 0.002 \text{ моль}$;



$n(\text{KCl}) = 0.0373 / 74.5 = 0.0005 \text{ моль}$; $n(\text{KClO}_4) = 0.2078 / 138.5 = 0.0015 \text{ моль}$.

Задача 9-4

В трех пронумерованных пробирках находятся растворы солей. К первой и второй пробирке по каплям добавили раствор гидроксида калия, а к третьей – соляную кислоту. В первой пробирке выпал белый осадок А, во второй пробирке – белый аморфный осадок Б, в третьей – белый аморфный осадок В. Все осадки разделили на две части. К одной части осадков добавили избыток раствора щелочи, в другую часть осадков – соляную кислоту. Осадок А растворился только в кислоте, осадок Б растворился в растворе щелочи и в кислоте, осадок В растворился только в растворе щелочи. Предложите по одной возможной формуле для солей, которые содержались в пронумерованных пробирках, учитывая, что они могут состоять из следующих ионов: K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , SiO_3^{2-} . Составьте уравнение всех описанных химических реакций. Установите формулы осадков А, Б, В.

Решение

Возможные варианты:

№ 1 – MgCl_2 , CaCl_2 ; № 2 – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; ZnSO_4 ; № 3 – Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 .

А - $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Б - $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$; В - SiO_2 , H_2SiO_3 .

В первой пробирке не могут находиться сульфат-ионы, так как в этом случае выпадет осадок CaSO_4 . Формально во второй пробирке могут быть хлориды. Силикаты со всеми ионами, кроме натрия и калия образуют труднорастворимые соединения.

Уравнения реакций:

Образование осадка А

$\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$ или $\text{CaCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$ - осадок выпадает при большой концентрации соли кальция.

Растворение А в кислоте

$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ или $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Образование осадка Б

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ или $\text{ZnSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$.

Растворение Б в кислоте

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ или $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Растворение Б в щелочи

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ или $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

Образование осадка В

$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{SiO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl}$ или $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{SiO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$.

Растворение В в щелочи

$\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Вариант реакций с H_2SiO_3 засчитывать как правильный.

Олимпиада «БУДУЩИЕ ИССЛЕДОВАТЕЛИ – БУДУЩЕЕ НАУКИ» по химии
ОЧНЫЙ ОТБОРОЧНЫЙ ТУР 2022/23. *Время выполнения – 90 минут*

2 вариант

9 класс

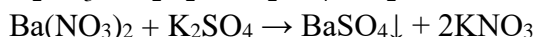
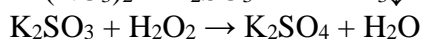
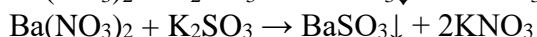
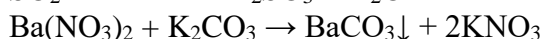
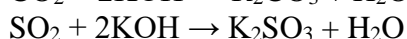
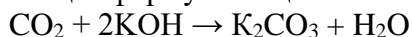
Задача 9-1

Органическое вещество А содержит С, Н и еще один элемент Х. Полное сгорание некоторого количества А в минимально необходимом количестве кислорода привело к образованию только газообразных продуктов (3 моль при 127°C, давление нормальное). После их охлаждения до 27°C газообразных продуктов стало 1.5 моль, в том числе бесцветный оксид элемента Х со степенью окисления +4. Продукты полностью поглотили избытком раствора КОН. К полученному раствору добавили нитрат бария до прекращения выпадения белого осадка массой 305.5 г. В другом опыте продукты поглощали раствором КОН с добавкой H₂O₂, и только потом приливали раствор нитрата бария. Масса осадка, выпавшего во втором опыте, была больше, чем в первом. Определите элемент Х. Подсчитайте количество моль атомов каждого элемента в сгоревшем веществе А и выведите формулу вещества А. Составьте уравнения реакций.

Решение

По описанию превращений следует предположить, что органическое вещество А имеет невысокую молярную массу, включает углерод, водород, серу. Сера дает бесцветный оксид SO₂, который поглощается щелочью, а K₂SO₃ окисляется до K₂SO₄ пероксидом водорода. n(газов при 127°) = 3 моль, n(газов при 27°) = 1.5 моль. Уменьшение количества газообразных продуктов при понижении температуры указывает на конденсацию паров воды, в этом случае n(H₂O) = 3 – 1.5 = 1.5 моль. В этом случае n(CO₂) + n(SO₂) = 1.5 моль.

Общая формула вещества А: C_xH_yS_z. Продукты горения - CO₂, SO₂, H₂O.



Пусть n(CO₂) = x моль, тогда n(SO₂) = 1.5-x моль.

Найдем массу осадка в 1 опыте. m(BaCO₃) + m(BaSO₃) = 197x + 217(1.5-x) = 305.5 г. Отсюда 20x = 20. x = 1. Итак, n(CO₂) = 1 моль, n(SO₂) = 0.5 моль.

Найдем количество вещества атомов водорода, содержащегося в 1.5 моль воды. n(H) = 2•1.5 = 3 моль.

Таким образом, в составе вещества А содержатся 1 моль углерода, 0.5 моль серы и 3 моль водорода. Формула вещества C₂H₆S.

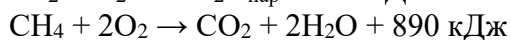
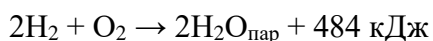


Задача 9-2

Топочный газ некоторого парового котла содержал по объему 40% водорода, 33% метана, 3% CO₂, 21% СО и 3% азота. Котел используется для превращения воды с температурой 20°C в пар с температурой 100°C. Теплота сгорания метана равна 890 кДж/моль (при сгорании 1 моль метана до CO₂ и H₂O выделяется 890 кДж теплоты). Теплота сгорания СО равна 283 кДж/моль, а теплота сгорания водорода с выделением парообразной воды составляет 242 кДж/моль. Теплота конденсации водяного пара равна 2.3 кДж/г (при превращении 1 г парообразной воды в жидкую выделяется 2.3 кДж теплоты). Рассчитайте суммарное количество теплоты (кДж), выделяющееся при сгорании 22.4 л топочного газа (объем измерен при нормальных условиях), а также вклад в эту теплоту

каждого горючего компонента 22.4 л топочного газа. Вычислите, какую массу воды, уже нагретой до 100°C, можно испарить с использованием этой теплоты? Напишите уравнения реакций, протекающих при работе парового котла

Решение



Пусть сгорел 1 моль топочного газа (22.4 л при н.у.). Значит прореагировали 0.4 моль водорода, 0.33 моль метана, 0.21 моль СО.

Выделится теплота $Q = Q_1$ за счет водорода + Q_2 за счет метана + Q_3 за счет СО = $484 \cdot 0.5 \cdot 0.4 + 890 \cdot 0.33 + 566 \cdot 0.5 \cdot 0.21 = 96.8 + 293.7 + 59.43 = 449.93 \text{ кДж}$.

Определим тепловые затраты на испарение 1 моль жидкой воды при 100°C: $Q(\text{исп воды}) = 2.3 \cdot 18 = 41.4 \text{ кДж}$.

Определим количество вещества испаренной воды: $n(\text{H}_2\text{O}) = 449.93/41.4 = 10.856 \text{ моль}$.

Определим массу испаренной воды: $m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 10.856 = 195.4 \text{ г}$.

Задача 9-3

В наше время привыкли к тому, что краски бывают любого цвета. Но в древности при изготовлении красок определенного цвета возникали большие проблемы. Самым ценным цветом красок считался голубой. Его было довольно трудно достать. В Древнем Египте для придания краскам этого цвета использовался минерал, который получил соответствующее название – Египетский голубой ($w(\text{Si})=29.89\% \text{ масс.}$, $w(\text{O})=42.55\% \text{ масс.}$, $w(\text{Cu})=16.89\% \text{ масс.}$). Следы этого минерала нашли даже на короне царицы Нефертити. А в другой части мира в качестве пигмента использовали минерал с современным названием Китайский голубой ($w(\text{Si})=23.75\% \text{ масс.}$, $w(\text{O})=33.81\% \text{ масс.}$, $w(\text{Cu})=13.42\% \text{ масс.}$). Им была украшена известная археологическая достопримечательность Китая – Терракотовая армия.

1. Установите формулы этих двух пигментов, если известно, что они имеют одинаковый стехиометрический состав, содержат по четыре элемента, отличительные элементы находятся в одной группе Периодической системы. Также известно, что два элемента в каждом минерале имеют одинаковую степень окисления и их молярное соотношение в обоих минералах равно 1:1.

2. Запишите уравнение взаимодействия раствора фтороводородной кислоты с этими минералами.

Ответы подтвердите соответствующими объяснениями и вычислениями. В расчетах молярные массы элементов берите с точностью до десятых.

Решение

1. Найдем соотношение кремния и кислорода в минерале Египетском голубом: $n(\text{Cu}) : n(\text{Si}) : n(\text{O}) = 16.89 / 63.5 : 29.89 / 28.1 : 42.55 / 16 = 0.266 : 1.064 : 2.66 = 1 : 4 : 10$. Таким образом, в формуле пигмента присутствует фрагмент $\text{CuSi}_4\text{O}_{10}$. С учетом степеней окисления элементов Cu (+2), Si (+4), O (-2), можно записать $\text{CuSi}_4\text{O}_{10}^{2-}$. Из условия известно, что оба минерала содержат по четыре элемента и два элемента в каждом минерале имеют одинаковую степень окисления, а их молярное соотношение в обоих минералах равно 1:1. В этой связи общую формулу минералов можно записать следующим образом: $\text{M}\text{CuSi}_4\text{O}_{10}$.

Найдем молярную массу M в первом минерале:

$$w(\text{Si}) = 4 \cdot 28.1 / (M(\text{M}) + 63.5 + 4 \cdot 28.1 + 10 \cdot 16) = 0.2989$$

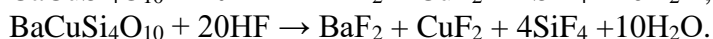
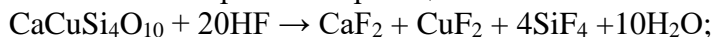
Отсюда находим, что $M(\text{M}) = 40.1$. В состав первого минерала входит кальций. Формула минерала: **$\text{CaCuSi}_4\text{O}_{10}$** .

Для второго минерала:

$$w(\text{Si}) = 4 \cdot 28.1 / (M(\text{M}) + 63.5 + 4 \cdot 28.1 + 10 \cdot 16) = 0.2375$$

Отсюда находим, что $M(\text{M}) = 137.3$. В состав второго минерала входит барий. Формула минерала: **BaCuSi₄O₁₀**.

2. Уравнения реакций:



Задача 9-4

При полном сгорании в хлоре некоторого металла М, который при данных условиях образует трехзарядный катион, было израсходовано 6.72 л (н.у.) хлора и образовалось 32.47 г хлорида Х.

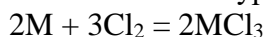
1. О каком металле идет речь? Ответы подтвердите расчетами. Используйте атомные массы, округленные до целых чисел (для хлора – 35.5).

2. Какие степени окисления может проявлять этот металл в соединениях? Ответ проиллюстрируйте примерами.

3. Приведите уравнения реакций взаимодействия Х со щелочью, с сероводородом. Запишите уравнение реакции, протекающей при нагревании Х до температуры плавления.

Решение

1. Запишем уравнение реакции:



$$n(\text{Cl}_2) = 6.72 / 22.4 = 0.3 \text{ моль};$$

$$n(\text{MCl}_3) = 2 \cdot 0.3 / 3 = 0.2 \text{ моль};$$

$$M(\text{MCl}_3) = 32.47 / 0.2 = 162.35 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{M}) = 162.35 - 3 \cdot 35.5 = 55.85 \text{ г/моль, следовательно М – это железо.}$$

2. Для железа характерны степени окисления +2, +3, реже +6.

Примеры соединений железа +2: FeO, Fe(OH)₂, K₄[Fe(CN)₆], FeSO₄;

Примеры соединений железа +3: Fe₂O₃, Fe(OH)₃, K₃[Fe(CN)₆], Fe₂(SO₄)₃;

Примеры соединений железа +6: K₂FeO₄.

3.

