

**Муниципальный этап Всероссийской олимпиады школьников по химии  
2015-2016 уч.г.  
9 класс.**

**Время выполнения заданий - 5 часов.**

1. Для полной нейтрализации оставшейся после прокаливании 10 г смеси гидроксидов щелочных металлов **X** и **Y** потребовалось 174 мл 10 %-ного раствора азотной кислоты ( $\rho=1,060$  г/см<sup>3</sup>). Определите металлы **X** и **Y**, если при прокаливании смеси гидроксидов металлов **X** и **Y** потеря массы составила 1,80 г. Какова будет потеря массы при нагревании 10 г смеси нитратов тех же металлов при равном (по массе) содержании солей?

**Решение:**

1. При прокаливании только гидроксид лития подвергается термическому разложению:



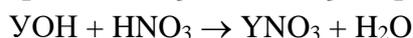
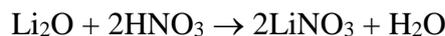
$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1,8}{18} = 0,1 \text{ моль.}$$

Следовательно,  $v(\text{LiOH}) = 2v(\text{H}_2\text{O}) = 0,2$  моль,  $m(\text{LiOH}) = 4,8$  г

$$v(\text{Li}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль, } m(\text{Li}_2\text{O}) = 3,0 \text{ г}$$

Если металл **X** – это литий, то  $m(\text{YOH}) = m_{\text{смеси}} - m(\text{LiOH}) = 5,2$  г.

2. Взаимодействие азотной кислоты с остатком после прокаливании гидроксидов металлов происходит согласно уравнениям:



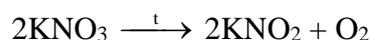
$$v(\text{HNO}_3) = \frac{\omega_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M_{\text{HNO}_3}} = \frac{0,1 \cdot 174 \cdot 1,060}{63} = 0,293 \text{ моль}$$

$$v(\text{HNO}_3 \text{ в реакции с } \text{Li}_2\text{O}) = 2v(\text{Li}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$v(\text{HNO}_3 \text{ в реакции с } \text{YOH}) = v(\text{YOH}) = 0,093 \text{ моль.}$$

$$\text{Следовательно, } M(\text{YOH}) = \frac{5,2}{0,093} = 56 \text{ г/моль, а металл } \text{Y} \text{ – это калий.}$$

3. В 10 г смеси нитратов лития и калия содержится 5 г  $\text{LiNO}_3$  и 5 г  $\text{KNO}_3$ , прокалывание которых происходит согласно уравнениям:



$$v(\text{LiNO}_3) = 0,072 \text{ моль} = v(\text{NO}_2), m(\text{NO}_2) = 3,312 \text{ г}$$

$$v(\text{O}_2) = 0,25 v(\text{LiNO}_3) = 0,018 \text{ моль, } m(\text{O}_2) = 0,576 \text{ г}$$

$$v(\text{KNO}_3) = 0,050 \text{ моль} = 0,5 v(\text{O}_2), v(\text{O}_2) = 0,025 \text{ моль, } m(\text{O}_2) = 0,80 \text{ г}$$

Следовательно, потеря массы составит  $3,312 + 0,576 + 0,80 = 4,688$  г.

**Система оценивания:**

1. Определение лития – 2 балла.

2. Определение калия – 2 балла.

3. За составление уравнений химических реакций разложения нитратов по 2 балла - всего  $2 \times 2 = 4$  балла.

4. Расчет потери массы - 2 балла.

**Всего: 10 баллов**

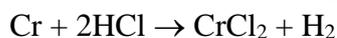
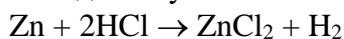
2. Одним из способов борьбы с коррозией меди, латуни, железа и его сплавов является метод гальваностегии - электролитическое нанесение защитных покрытий, в том числе на основе сплава цинка и хрома. Такие сплавы обладают высокой защитной способностью и широко используются для покрытия деталей машино- и приборостроения, водопроводных систем, медицинских инструментов и т.д. Однако эти покрытия не являются химически стойкими в агрессивных средах... При взаимодействии сплава цинка и хрома с водным раствором щелочи выделяется в три раза меньший объем газа, чем объем газа, образующийся при обработке такой же навески этого сплава избытком соляной кислоты. Рассчитайте массовые доли металлов в сплаве, если объёмы газов были измерены при одинаковых условиях. Каким будет объем газа при взаимодействии сплава с концентрированной серной кислотой?

**Решение:**

1. При взаимодействии сплава с водным раствором щелочи происходит растворение только цинка:



2. С раствором соляной кислоты взаимодействуют оба металла:



3. Если обозначить  $\nu(\text{Zn}) = 1$  моль, а  $\nu(\text{Cr}) = x$  моль, тогда

$$\nu(\text{H}_2 \text{ в реакции со щелочью}) = 1 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{H}_2 \text{ в реакции с HCl}) = (1+x) \text{ моль,}$$

$$3\nu(\text{H}_2 \text{ в реакции со щелочью}) = \nu(\text{H}_2 \text{ в реакции с HCl}),$$

$$\text{следовательно, } 3 \cdot 1 = 1 + x,$$

$$x = \nu(\text{Cr}) = 2 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Zn}) = 65 \text{ г, } m(\text{Cr}) = 2 \cdot 52 = 104 \text{ г,}$$

$$\omega(\text{Zn}) = 38,5\%, \text{ а } \omega(\text{Cr}) = 61,5\%.$$

4. Металлический хром пассивируется концентрированной серной кислотой, а в реакции будет участвовать только цинк:



Поэтому объем выделившегося при взаимодействии сплава с концентрированной серной кислотой будет таким же, как и при взаимодействии со щелочью.

**Система оценивания:**

1. За составление уравнений химических реакций по 1 баллу - всего  $1 \times 4 = 4$  балла.

2. Расчет массовых долей металлов в сплаве - 4 балла.

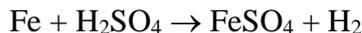
3. Определение объема газа в реакции с концентрированной серной кислотой – 2 балла.

**Всего: 10 баллов**

3. Металлическое железо массой 14 г растворили в необходимом количестве горячего 20 %-ного раствора серной кислоты. Рассчитайте массовую долю соли в образовавшемся горячем растворе. При охлаждении горячего раствора соли до температуры 20 °С образовался светло-зеленый осадок железного купороса (семиводное сернокислое железо закисное). Какова молекулярная формула железного купороса? Как называется эта соль по международной систематической номенклатуре? Рассчитайте массу выделившегося железного купороса и массовую долю безводной соли в образовавшемся растворе, если растворимость безводной соли при температуре 20 °С составляет 26,6 г в 100 г воды.

**Решение:**

1. Растворение металлического железа в разбавленной серной кислоте происходит в соответствии с уравнением реакции:



Рассчитаем массовую долю соли в образовавшемся после реакции горячем растворе:

$$\nu(\text{Fe}) = \frac{m}{M} = \frac{14}{56} = 0,25 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{Fe}) = 0,25 \text{ моль, } m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\nu \cdot M}{\omega} = \frac{0,25 \cdot 98}{0,20} = 122,5 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{р-ра}}(\text{FeSO}_4) = \frac{\nu \cdot M}{m(\text{Fe}) + m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) - m(\text{H}_2)} = \frac{0,25 \cdot 152}{14 + 122,5 - 0,25 \cdot 2} = \frac{38,0}{136,0} = 0,279 \text{ или } 27,9\%.$$

2. Молекулярная формула железного купороса **FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O** – *гептагидрат сульфата железа(II)*.

3. Рассчитаем массы сульфата железа и воды в растворе и в кристаллогидрате, полученном при охлаждении горячего раствора сульфата железа(II):

$$\text{пусть } m_{\text{кр-та}} = x \text{ г, тогда } \nu_{\text{кр-та}} = \frac{m}{M} = \frac{x}{278} \text{ моль}$$

$$\nu(\text{FeSO}_4 \text{ в кр-те}) = \nu_{\text{кр-та}}, \quad m(\text{FeSO}_4 \text{ в кр-те}) = \nu \cdot M = \frac{152 \cdot x}{278} = 0,55x \text{ г}$$

$$m(\text{FeSO}_4 \text{ в р-ре при } 20^\circ\text{C}) = (38 - 0,55x) \text{ г}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O в кр-те}) = 7 \cdot \nu_{\text{кр-та}}, \quad m(\text{H}_2\text{O в кр-те}) = \nu \cdot M = \frac{18 \cdot 7 \cdot x}{278} = 0,45x \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O в горячем р-ре}) = m_{\text{р-ра}} - m(\text{FeSO}_4) = 136,0 - 38 = 98,0 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O в р-ре при } 20^\circ\text{C}) = m(\text{H}_2\text{O в горячем р-ре}) - m(\text{H}_2\text{O в кр-те}) = (98,0 - 0,45x) \text{ г}$$

4. Для определения массы образовавшегося кристаллогидрата используем данные о растворимости безводной соли в воде при температуре 20 °С и составляем пропорцию:

26,6 г FeSO<sub>4</sub> растворяется в 100 г воды

(38 - 0,55x) г FeSO<sub>4</sub> растворяется в (98,0 - 0,45x) г воды

$$26,6 \cdot (98,0 - 0,45x) = 100 \cdot (38 - 0,55x)$$

$$x = 27,7 \text{ г}$$

Следовательно, масса образовавшегося железного купороса составляет 27,7 г.

5. Массовая доля FeSO<sub>4</sub> в растворе при 20 °С составляет:

$$\omega_{\text{р-ра}}(\text{FeSO}_4)_{20^\circ\text{C}} = \frac{m(\text{FeSO}_4 \text{ в гор. р-ре}) - m(\text{FeSO}_4 \text{ в кр-те})}{m_{\text{гор. р-ра}} - m_{\text{кр-та}}} = \frac{38 - 0,55x}{136 - x} = 0,210 \text{ или } 21,0\%$$

**Система оценивания:**

1. Расчет массовой доли FeSO<sub>4</sub> в горячем растворе - 2 балла.
2. Определение молекулярной формулы железного купороса – 1 балл.
3. Составление названия железного купороса по международной номенклатуре – 1 балл.
4. Расчет массы кристаллогидрата – 4 балла.
5. Расчет массовой доли FeSO<sub>4</sub> в растворе при 20 °С – 2 балла

**Всего: 10 баллов**

4. В 1801 году был сформулирован один из известных газовых законов: «Общее давление смеси газов является суммой парциальных давлений всех её компонентов». Парциальным давлением газа называют давление отдельно взятого компонента газовой смеси. Кто является автором этого закона? Величина парциального давления газа пропорциональна его концентрации в газовой смеси, поэтому выражение для константы равновесия реакции в газовой смеси

может быть записано как через концентрации компонентов смеси, так и через парциальные давления, причем выражения абсолютно идентичны друг другу.

Для равновесной реакции образования газообразного аммиака из простых веществ:

1. Вычислите мольные доли всех газов в равновесной смеси, образующейся при температуре 400 °С и давлении  $3 \cdot 10^7$  Па, если газообразные водород и азот смешали в мольном соотношении 3:1, а степень превращения азота в аммиак составляет 61%.

2. Запишите выражение для константы равновесия через равновесные парциальные давления трёх газов.

3. Рассчитайте константу равновесия реакции образования аммиака при данных условиях.

**Решение:**

1. Автором газового закона является английский химик Джон Дальтон, в честь которого назван закон (**закон Дальтона**).

2. Пусть исходное количество азота составляет 1 моль, а исходное количество водорода - 3 моль.

В результате реакции израсходуется: 0,61 моль азота и  $3 \times 0,61 = 1,83$  моль водорода и образуется аммиака  $2 \times 0,61 = 1,22$  моль.

В равновесной смеси газов равновесные количества веществ будут составлять:

$$[N_2] = 1 - 0,61 = 0,39 \text{ моль}, [H_2] = 3 - 1,83 = 1,17 \text{ моль} \text{ и } [NH_3] = 1,22 \text{ моль}.$$

Общее количество газов составляет  $0,39 + 1,17 + 1,22 = 2,78$  моль газов.

$$\text{Тогда мольная доля азота } 0,39/2,78 = 0,14;$$

$$\text{мольная доля водорода } 1,17/2,78 = 0,42$$

$$\text{мольная доля аммиака } 1,22/2,78 = 0,44.$$

3. Константа равновесия реакции образования аммиака имеет вид:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3}$$

4. Парциальное давление газа в газовой смеси пропорционально его мольной доле, поэтому парциальное давление аммиака может быть рассчитано через общее давление:

$$p_{NH_3} = 0,44 \cdot p_{\text{общ.}}$$

Аналогичным образом рассчитываются парциальные давления азота и водорода, которые используются для определения константы равновесия реакции:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{(0,44 \cdot p_{\text{общ.}})^2}{(0,14 \cdot p_{\text{общ.}}) \cdot (0,42 \cdot p_{\text{общ.}})^3} = \frac{18,67}{p_{\text{общ.}}^2} = \frac{18,67}{9 \cdot 10^{14}} = 2,07 \cdot 10^{-14} \text{ Па}^{-2}$$

**Система оценивания:**

1. Указание автора газового закона – 1 балл.

2. Расчет мольных долей газов – 3 балла.

3. Запись выражения для константы равновесия через парциальные давления газов – 2 балла.

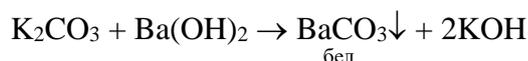
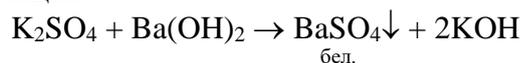
4. Расчет константы равновесия – 4 балла.

**Всего: 10 баллов**

5. В четырех пробирках находятся водные растворы карбоната калия, сульфата калия, гидроксида калия и гидроксида бария. Используя только раствор фенолфталеина и чистые пробирки, определите, в какой пробирке находится какой раствор? Опишите последовательность действий мысленного эксперимента при решении задачи. Составьте уравнения химических реакций и укажите наблюдаемые явления.

**Решение:**

1. Используя раствор фенолфталеина могут быть определены растворы гидроксидов калия и натрия, в которых окраска индикатора будет наиболее интенсивно малиновая, а в растворе карбоната натрия малиновая окраска индикатора будет менее интенсивная. В пробирке, где фенолфталеин не изменил свою окраску находится раствор сульфата калия.
2. С помощью раствора сульфата калия исследуем растворы, в которых фенолфталеин изменяет свою окраску. По образованию белого осадка сульфата бария идентифицируем раствор гидроксида бария.
3. Используя раствор гидроксида бария исследуем две пробирки с карбонатом и гидроксидом калия. По образованию белого осадка карбоната бария идентифицируем раствор карбоната калия.
4. В пробирке, где не выделение осадка не наблюдается, находится раствор гидроксида калия.
5. Уравнения химических реакций:



**Система оценивания:**

1. Описание поэтапного решения задачи - 8 баллов.
2. За каждое уравнение по 1 баллу – всего  $1 \times 2 = 2$  балла.

**Всего: 10 баллов**

**Максимальное количество баллов за все задачи – 50 баллов**