



## Дистанционное обучение школьников Ивановской области

**Тема: «Специфика подготовки вопросов  
части С ЕГЭ по химии»**

**Класс 11**

**Учитель высшей категории  
МБОУО лицей № 22 г. Иваново  
Дубинина Наталья Эдуардовна**

## С 1 ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- Перманганат калия как окислитель.

| <b><math>\text{KMnO}_4</math> + восстановители <math>\rightarrow</math></b>          |  |   |
|--|--|---|
| в кислой среде <b><math>\text{Mn}^{+2}</math></b>                                    | в нейтральной среде <b><math>\text{Mn}^{+4}</math></b> | в щелочной среде <b><math>\text{Mn}^{+6}</math></b>                                       |
| (соль той кислоты, которая участвует в реакции)<br>$\text{MnSO}_4$ , $\text{MnCl}_2$ | $\text{MnO}_2\downarrow$                               | Манганат ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ или $\text{KNaMnO}_4$ , $\text{Na}_2\text{MnO}_4$ ) - |

## С 1 ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- Дихромат и хромат как окислители.

**$K_2Cr_2O_7$  (кислая и нейтральная среда),  $K_2CrO_4$  (щелочная среда) + восстановители  $\rightarrow$  всегда получается  $Cr^{+3}$**

| кислая среда  | нейтральная среда | щелочная среда   |
|---|-------------------|--|
| Соли тех кислот, которые участвуют в реакции: $CrCl_3$ , $Cr_2(SO_4)_3$ | $Cr(OH)_3$        | $K_3[Cr(OH)_6]$ в растворе, $K_3CrO_3$ или $KCrO_2$ в расплаве |

# С 1 ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- Повышение степеней окисления хрома и марганца.

**$\text{Cr}^{+3}$  + очень сильные окислители  $\rightarrow$   $\text{Cr}^{+6}$  (всегда независимо от среды!)**

|  |  |  |
|--|--|--|
| $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , соли, гидроксокомплексы | + очень сильные окислители:<br>а) $\text{KNO}_3$ ,<br>кислородсодержащие соли хлора (в щелочном расплаве)<br>б) $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ , $\text{H}_2\text{O}_2$ (в щелочном растворе) | <b>Щелочная среда:</b><br>образуется хромат $\text{K}_2\text{CrO}_4$   |
| $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , соли  | + очень сильные окислители в кислой среде ( $\text{HNO}_3$ или $\text{CH}_3\text{COOH}$ ):<br>$\text{PbO}_2$ , $\text{KBiO}_3$   | <b>Кислая среда:</b><br>образуется дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ или дихромовая кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |

# С 1 ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- Повышение степеней окисления хрома и марганца.

|                                       |   |   |
|---------------------------------------|---|---|
| $Mn^{+2,+4}$ — оксид, гидроксид, соли | + очень сильные окислители:<br>$KNO_3$ ,<br>кислородсодержащие соли хлора (в расплаве)      | <b>Щелочная среда: <math>Mn^{+6}</math></b><br>$K_2MnO_4$ — манганат                                  |
| $Mn^{+2}$ — соли                      | + очень сильные окислители в кислой среде ( $HNO_3$ или $CH_3COOH$ ):<br>$PbO_2$ , $KBiO_3$ | <b>Кислая среда: <math>Mn^{+7}</math></b><br>$KMnO_4$ — перманганат<br>$HMnO_4$ — марганцевая кислота |

# С 1 ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- Азотная кислота с металлами — не выделяется водород, образуются продукты восстановления азота.

Чем активнее металл и чем меньше концентрация кислоты, тем дальше восстанавливается азот

| $\text{NO}_2$   | $\text{NO}$  | $\text{N}_2\text{O}$  | $\text{N}_2$   | $\text{NH}_4\text{NO}_3$  |
|---|--|---|--|---|
| Неактивные металлы (правее железа) + конц. кислота<br>Неметаллы + конц. кислота | Неактивные металлы (правее железа) + разб. кислота | Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + конц. кислота | Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + кислота среднего разбавления | Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + очень разб. кислота |

**Пассивация:** с холодной концентрированной азотной кислотой не реагируют: Al, Cr, Fe, Be, Co.

**Не реагируют с азотной кислотой ни при какой концентрации:** Au, Pt, Pd.

# С 1 ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- Серная кислота с металлами— при реакции с металлами **концентрированной** серной кислоты **не выделяется водород**, образуются продукты восстановления серы.

| SO <sub>2</sub>   | S  | H <sub>2</sub> S                                     | H <sub>2</sub>   |
|---|--|--|--|
| Неактивные металлы (правее железа) + конц. кислота<br>Неметаллы + конц. кислота | Щелочноземельные металлы + конц. кислота | Щелочные металлы и цинк + концентрированная кислота. | Разбавленная серная кислота ведет себя как обычная минеральная кислота (например, соляная) |

**Пассивация:** с холодной концентрированной серной кислотой не реагируют:  
Al, Cr, Fe, Be, Co.

**Не реагируют** с серной кислотой **ни при какой концентрации:**  
Au, Pt, Pd.

# С 1 ЕГЭ

## Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- **Реакции диспропорционирования** — это реакции, в которых один и тот же элемент является и окислителем, и восстановителем, одновременно и повышая, и понижая свою степень окисления:

|  |  |
|--|--|
| Сера + щёлочь → 2 соли, сульфид и сульфит металла<br>(реакция идёт при кипячении)  | $S^0 \rightarrow S^{-2} \text{ и } S^{+4}$   |
| Фосфор + щелочь → фосфин $PH_3$ и соль <b>гипофосфит</b> $KH_2PO_2$<br>(реакция идёт при кипячении)  | $P^0 \rightarrow P^{-3} \text{ и } P^{+1}$   |
| Хлор, бром, иод + вода (без нагревания) → 2 кислоты, $HCl$ , $HClO$<br>Хлор, бром, иод + щелочь (без нагревания) → 2 соли, $KCl$ и $KClO$ и вода | $Cl_2^0 \rightarrow Cl^- \text{ и } Cl^+$    |
| Бром, иод + вода (при нагревании) → 2 кислоты, $HBr$ , $HBrO_3$<br>Хлор, бром, иод + щелочь (при нагревании) → 2 соли, $KCl$ и $KClO_3$ и вода   | $Cl_2^0 \rightarrow Cl^- \text{ и } Cl^{+5}$ |



# С 1 ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- Диспропорционирование оксида азота (IV) и солей:

|   |  |  |  |                         |               |  |  |
|---|--|--|--|-------------------------|---------------|--|--|
| $\text{NO}_2 + \text{вода} \rightarrow 2 \text{кислоты, азотная и азотистая}$   | $\text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+3} \text{ и } \text{N}^{+5}$ |  |  |                         |               |  |  |
| $\text{NO}_2 + \text{щелочь} \rightarrow 2 \text{соли, нитрат и нитрит}$  |  |  |  |                         |               |  |  |
| <table border="1"><tr><td></td><td><math>t^\circ</math></td><td></td></tr><tr><td><math>\text{K}_2\text{SO}_3</math></td><td><math>\rightarrow</math></td><td>сульфид и сульфат калия</td></tr></table>                       |  | $t^\circ$                                  |  | $\text{K}_2\text{SO}_3$ | $\rightarrow$ | сульфид и сульфат калия                    | $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{-2} \text{ и } \text{S}^{+6}$ |
|   | $t^\circ$  |  |  |                         |               |  |  |
| $\text{K}_2\text{SO}_3$   | $\rightarrow$  | сульфид и сульфат калия                    |  |                         |               |  |  |
| <table border="1"><tr><td></td><td><math>t^\circ</math></td><td></td></tr><tr><td><math>\text{KClO}_3</math></td><td><math>\rightarrow</math></td><td>2 соли, хлорид и перхлорат <math>\text{KClO}_4</math></td></tr></table> |  | $t^\circ$                                  |  | $\text{KClO}_3$         | $\rightarrow$ | 2 соли, хлорид и перхлорат $\text{KClO}_4$ | $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^- \text{ и } \text{Cl}^{+7}$ |
|   | $t^\circ$  |  |  |                         |               |  |  |
| $\text{KClO}_3$   | $\rightarrow$  | 2 соли, хлорид и перхлорат $\text{KClO}_4$ |  |                         |               |  |  |

# С 2 ЕГЭ

## (мысленный эксперимент)



- Выполнение задания С2 предполагает углубленное изучение свойств неорганических веществ и понимание взаимосвязей между различными классами и группами веществ.
- При выполнении этого задания анализ возможных превращений следует осуществлять по двум направлениям:
  - 1. Возможность протекания окислительно-восстановительного взаимодействия между веществами.
  - 2. Реакции без изменения степени окисления (кисотно-основные свойства, реакции ионного обмена).
- Задание С2, проверяет знания о свойствах веществ, в том числе и амфотерных свойствах. При подготовке к ЕГЭ нужно усвоить материал о свойствах соединений цинка, бериллия, алюминия, железа, хрома.
- Для успешного выполнения этого задания нужно знать способы образования разрушения комплексных солей.

# Кислотные свойства амфотерных соединений при взаимодействии со щелочами:

- а) Реакции при сплавлении.

- Формулу гидроксида цинка записывают в кислотной форме  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$  (цинковая кислота).

- $\text{H}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (цинкат натрия)

- $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- Кислотная форма гидроксида алюминия  $\text{H}_3\text{AlO}_3$  (ортоалюминиевая кислота), но она неустойчива, и при нагревании отщепляется вода:  $\text{H}_3\text{AlO}_3 - \text{H}_2\text{O} = \text{HAlO}_2$ , получается метаалюминиевая кислота.

- По этой причине при сплавлении соединений алюминия со щелочами получаются соли – метаалюминаты:

- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

# Кислотные свойства амфотерных соединений при взаимодействии со щелочами:

- б) Реакции в растворе происходят с образованием комплексных солей:
- $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2 [\text{Zn(OH)}_4]$
- $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$  - тетрагидроксоцинкат натрия.
- $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al(OH)}_4]$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al(OH)}_4]$  - тетрагидроксоалюминат натрия.
- При взаимодействии соединений алюминия со щелочами в растворе получаются разные формы комплексных солей:
- $\text{Na}[\text{Al(OH)}_4]$  - тетрагидроксоалюминат натрия,
- $\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6]$  - гексагидроксоалюминат натрия,
- $\text{Na}[\text{Al(OH)}_4 (\text{H}_2\text{O})_2]$  - диакватетрагидроксоалюминат натрия.
- Форма соли зависит от концентрации щелочи.

# Кислотные свойства амфотерных соединений при взаимодействии со щелочами:

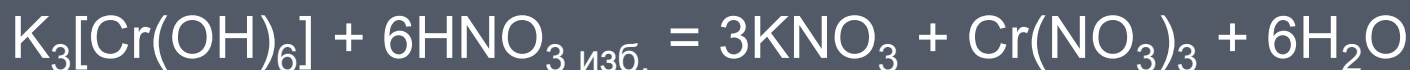
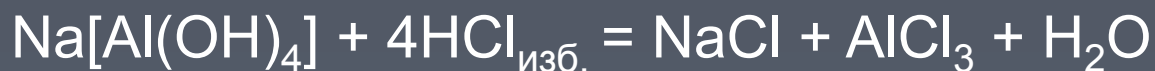
- Соединения бериллия -  $\text{BeO}$  и  $\text{Be}(\text{OH})_2$  - взаимодействуют со щелочами аналогично соединениям цинка, соединения хрома (III) и железа (III) -  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  - аналогично соединениям алюминия, но оксиды этих металлов взаимодействуют со щелочами только при сплавлении.
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} = \text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  – метакромит натрия, хромат (III) натрия.
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  – феррит натрия, феррат (III) натрия.
- При взаимодействии гидроксидов этих металлов со щелочами в растворе получаются комплексные соли с координационным числом 6.
- Гидроксид хрома (III) легко растворяется в щелочах.
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$  – гексагидроксохромат (III) натрия.
- Гидроксид железа (III) имеет очень слабые амфотерные свойства, взаимодействует только с горячими концентрированными растворами щелочей:  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$  - тетрагидроксоферрат (III) натрия.

## Кислотные свойства амфотерных соединений при взаимодействии со щелочами:

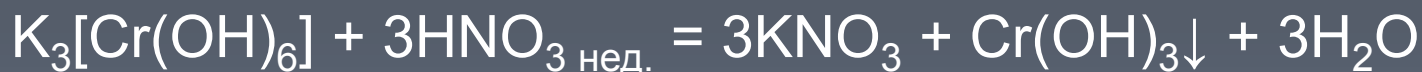
- Из рассматриваемых металлов с растворами щелочей взаимодействуют только Be, Zn, Al:
- $\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$  - тетрагидроксобериллат натрия.
- $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$
- $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
- Железо и хром с растворами щелочей не реагируют, эти реакции возможны только при сплавлении с твёрдыми щелочами.

## Способы разрушения комплексных солей :

1. При действии избытка сильной кислоты получается две средних соли и вода:



2. При действии недостатка сильной кислоты получается средняя соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:



3. При действии слабой кислоты получается кислая соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:



## Способы разрушения комплексных солей :

4. При действии углекислого или сернистого газа получается кислая соль активного металла и амфотерный гидроксид:



5. При действии солей, образованных сильными кислотами и катионами  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{Cr}^{3+}$  происходит взаимное усиление гидролиза, получается два амфотерных гидроксида и соль активного металла:



6. При нагревании выделяется вода:

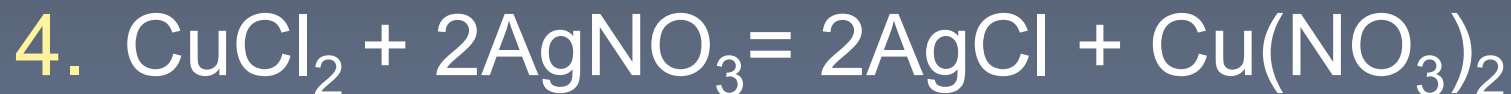
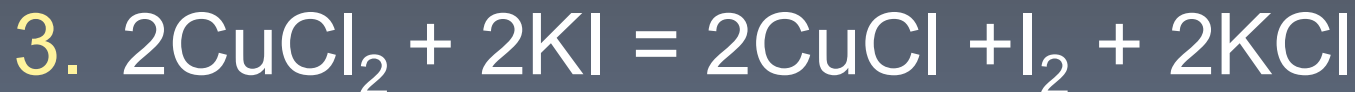
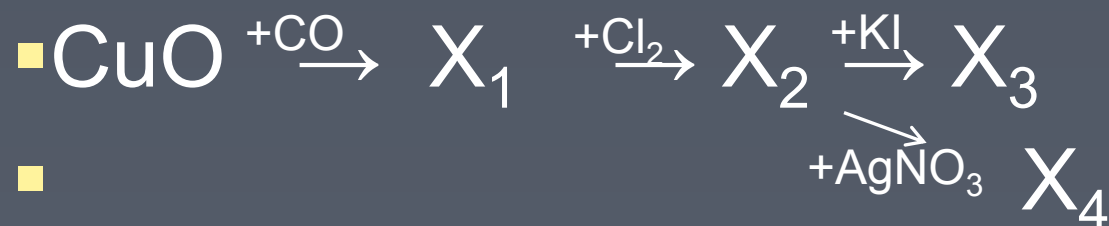




## Пример 1

Оксид меди(II) нагревали в токе угарного газа. Полученное вещество сожгли в атмосфере хлора. Продукт реакции растворили в воде. Полученный раствор разделили на две части. К одной части добавили раствор иодида калия, ко второй — раствор нитрата серебра. И в том, и в другом случае наблюдали образование осадка.

Напишите уравнения четырёх описанных реакций.



## Пример 2

Порошок алюминия смешали с порошком серы, смесь нагрели, полученное вещество обработали водой, при этом выделился газ и образовался осадок, к которому добавили избыток раствора гидроксида калия до полного растворения. Этот раствор выпарили и прокалили. К полученному твёрдому веществу добавили избыток раствора соляной кислоты.

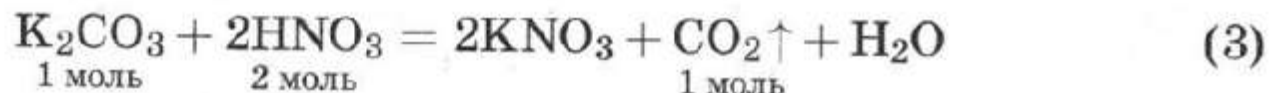
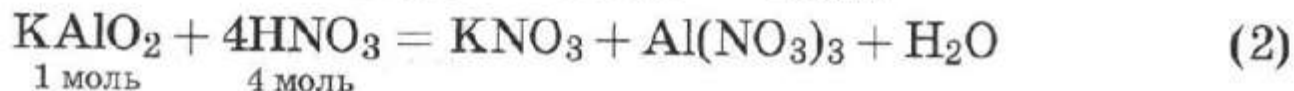
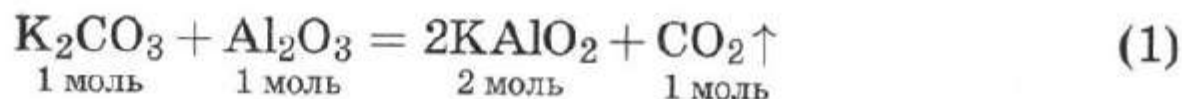


1.  $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$
2.  $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_2\text{S} + 2\text{Al}(\text{OH})_3$
3.  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
4.  $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5.  $\text{KAlO}_2 + 4\text{HCl} = \text{KCl} + \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

# Расчетные задачи

**Пример 1** Карбонат калия массой 12,5 г сплавили с оксидом алюминия массой 5,1 г. Весь сплав растворили в 200 мл 15%-й азотной кислоты ( $\rho = 1,05$  г/мл). Рассчитайте массовую долю азотной кислоты в полученном растворе.

1) Напишем уравнения реакций:



2) Рассчитаем количество вещества, вступивших в реакцию исходных веществ, по уравнению (1)

$$\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{12,5 \text{ г}}{138 \text{ г/моль}} = 0,09 \text{ моль (в избытке)}$$

$$\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m}{M} = \frac{5,1 \text{ г}}{102 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль (недост.)} = \nu(\text{CO}_2)$$

$$\nu_{\text{ост.}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,09 - 0,05 = 0,04 \text{ моль}$$

**Пример 1** Карбонат калия массой 12,5 г сплавили с оксидом алюминия массой 5,1 г. Весь сплав растворили в 200 мл 15%-й азотной кислоты ( $\rho = 1,05$  г/мл). Рассчитайте массовую долю азотной кислоты в полученном растворе.

, Рассчитаем количество алюмината калия по уравнению (1):

$$\nu(\text{KAlO}_2) = 2\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 0,05 \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}$$

4) Рассчитаем количество азотной кислоты, вступившей в реакцию с алюминатом калия, по уравнению (2)

$$\nu(\text{HNO}_3) = 4\nu(\text{KAlO}_2) = 4 \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль}$$

5) Рассчитаем количество азотной кислоты, вступившей в реакцию с карбонатом калия (оставшимся), по уравнению (3)

$$\nu(\text{HNO}_3) = 2\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,04 \text{ моль} \cdot 2 = 0,08 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,04 \text{ моль}$$

6) Определим количество вещества азотной кислоты в полученном растворе:

$$\nu_{\text{было}}(\text{HNO}_3) = \frac{V \cdot \rho \cdot \omega}{M} = \frac{200 \text{ мл} \cdot 1,05 \text{ г/мл} \cdot 0,15}{63 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

$$\nu_{\text{ост.}}(\text{HNO}_3) = 0,5 - (0,4 + 0,08) = 0,02 \text{ моль}$$



**Пример 1** Карбонат калия массой 12,5 г сплавили с оксидом алюминия массой 5,1 г. Весь сплав растворили в 200 мл 15%-й азотной кислоты ( $\rho = 1,05$  г/мл). Рассчитайте массовую долю азотной кислоты в полученном растворе.

7) Вычислим массовую долю азотной кислоты в полученном растворе:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

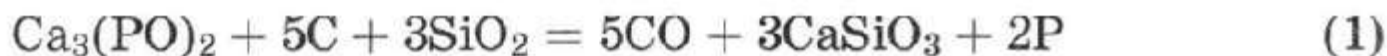
$$m(\text{HNO}_3) = M \cdot \nu = 63 \text{ г/моль} \cdot 0,02 \text{ моль} = 1,26 \text{ г}$$

$$\begin{aligned} m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) &= m(\text{K}_2\text{CO}_3) + m(\text{Al}_2\text{O}_3) + \\ &+ m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) - m_{\text{недост.}}(\text{CO}_2) - m_{\text{ост.}}(\text{CO}_2) = \\ &= 12,5 + 5,1 + 200 \cdot 1,05 - 0,05 \cdot 44 - 0,04 \cdot 44 = 223,64 \text{ г} \end{aligned}$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = \frac{1,26 \text{ г}}{223,64 \text{ г}} = 0,0056 \text{ или } 0,56\%$$

Ответ: 0,56%

**Пример 2** Фосфор, количественно выделенный из 31 г ортофосфата кальция, окислен кислородом. Полученный препарат растворили в 200 г 8,4%-го раствора гидроксида калия. Какова массовая доля веществ в растворе после окончания реакции?



При взаимодействии КОН и  $\text{P}_2\text{O}_5$  возможно образование трёх солей

$$\begin{array}{ccc} \text{K}_3\text{PO}_4 & \text{K}_2\text{HPO}_4 & \text{KH}_2\text{PO}_4 \\ \nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{31 \text{ г}}{310 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль} & & \\ \nu(\text{P}) = 2n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 0,2 \text{ моль} & & \\ \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{1}{2} \nu(\text{P}) = 0,1 \text{ моль} & & \\ \nu(\text{KOH}) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,084}{56 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль} & & \end{array}$$

**Пример 2** Фосфор, количественно выделенный из 31 г ортофосфата кальция, окислен кислородом. Полученный препарат растворили в 200 г 8,4%-го раствора гидроксида калия. Какова массовая доля веществ в растворе после окончания реакции?



|   | $\text{P}_2\text{O}_5$ | 6KOH | $2\text{K}_3\text{PO}_4$ |
|---|------------------------|------|--------------------------|
| Б | 0,1                    | 0,3  |                          |
| П | 0,05                   | 0,3  |                          |
| О | 0,05                   | 0    | 0,1                      |



|   | $4\text{K}_3\text{PO}_4$ | $\text{P}_2\text{O}_5$ | $6\text{K}_2\text{HPO}_4$ |
|---|--------------------------|------------------------|---------------------------|
| Б | 0,1                      | 0,05                   |                           |
| П | 0,1                      | 0,025                  |                           |
| О | 0                        | 0,025                  | 0,15                      |



|   | $2\text{K}_2\text{HPO}_4$ | $\text{P}_2\text{O}_5$ | $4\text{KH}_2\text{PO}_4$ |
|---|---------------------------|------------------------|---------------------------|
| Б | 0,15                      | 0,025                  |                           |
| П | 0,05                      | 0,025                  |                           |
| О | 0,1                       | 0                      | 0,1                       |



**Пример 2** Фосфор, количественно выделенный из 31 г ортофосфата кальция, окислен кислородом. Полученный препарат растворили в 200 г 8,4%-го раствора гидроксида калия. Какова массовая доля веществ в растворе после окончания реакции?

- $m_{\text{р-ра}} = 0,1 * 142 + 200 = 228,4 \text{ г}$
- $\omega (\text{K}_2\text{HPO}_4) = 0,1 * 174 / 228,4 = 0,776$   
или 7,6%
- $\omega (\text{KH}_2\text{PO}_4) = 0,1 * 136 / 228,4 = 0,06$   
или 6%

## С 5. Определение формул органических веществ.

- Определение формулы вещества по массовым долям химических элементов или по общей формуле вещества;
- Определение формулы вещества по продуктам сгорания;
- Определение формулы вещества по химическим свойствам.

# С 5. Определение формул органических веществ.

| Вывод химической формулы вещества                                       | Вычисление молярной массы вещества   |
|---|--|
| На основании массовых долей (%) атомов элементов                        | $M = \frac{A_r \cdot n}{\omega} \cdot 100\%,$ <p>где <math>n</math> — число атомов</p> |
| На основании массовых долей (%) атомов элементов и плотности соединения | $M(C_xH_y) = D(H_2) \cdot M(H_2)$  |
| По плотности вещества в газообразном состоянии                          | $M = \rho \cdot V_m \text{ (газообр. вещества)}$                                       |
| По массе или объёму исходного вещества и продуктам горения              | $M = V_m \cdot \rho$ $M = \frac{m}{\nu}$ $M = \frac{V}{V_m}$                           |

**Пример 1.** Определить формулу вещества, если оно содержит 84,21% С и 15,79% Н и имеет относительную плотность по воздуху, равную 3,93.

- Пусть масса вещества равна 100 г. Тогда масса С будет равна 84,21 г, а масса Н — 15,79 г.
- Найдём количество вещества каждого атома:  
 $n(\text{C}) = m / M = 84,21 / 12 = 7,0175$  моль,  
 $n(\text{H}) = 15,79 / 1 = 15,79$  моль.
- Определяем мольное соотношение атомов С и Н:  
 $\text{C} : \text{H} = 7,0175 : 15,79$  (сократим оба числа на меньшее) = 1 : 2,25 (умножим на 4) = 4 : 9.  
Таким образом, простейшая формула —  $\text{C}_4\text{H}_9$ .
- По относительной плотности рассчитаем молярную массу:  
 $M = D_{(\text{возд.})} \cdot 29 = 114$  г/моль.  
Молярная масса, соответствующая простейшей формуле  $\text{C}_4\text{H}_9$  — 57 г/моль, это в 2 раза меньше истинно молярной массы.  
Значит, истинная формула —  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .

**Пример 2.** Определить формулу дихлоралкана, содержащего 31,86 % углерода.

- Общая формула дихлоралкана:  $C_nH_{2n}Cl_2$ ,  
2 атома хлора и  $n$  атомов углерода.  
Тогда массовая доля углерода равна:  
$$\omega(C) = (\text{число атомов C в молекуле}) \cdot (\text{атомная масса C}) /$$
  
(молекулярная масса дихлоралкана)  
$$0,3186 = n \cdot 12 / (14n + 71)$$
  
 $n = 3$ , вещество — дихлорпропан.
- Ответ:  $C_3H_6Cl_2$ , дихлорпропан.

**Пример 3.** Определите молекулярную формулу вещества, при сгорании 9 г которого образовалось 17,6 г  $\text{CO}_2$ , 12,6 г воды и азот. Относительная плотность этого вещества по водороду — 22,5. Определить молекулярную формулу вещества.

- Вещество содержит атомы C, H и N. Так как масса азота в продуктах сгорания не дана, её надо будет рассчитывать, исходя из массы всего органического вещества. Схема реакции горения:  
$$\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$$
- Находим количества веществ  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ , и определяем, сколько моль атомов C и H в них содержится:  
 $n(\text{CO}_2) = m / M = 17,6 / 44 = 0,4$  моль.  
 $n(\text{C}) = 0,4$  моль.  
 $n(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 12,6 / 18 = 0,7$  моль.  
 $n(\text{H}) = 0,7 \cdot 2 = 1,4$  моль.
- Находим массу азота в исходном веществе.  
 $m(\text{C}) = 0,4 \cdot 12 = 4,8$  г,  
 $m(\text{H}) = 1,4 \cdot 1 = 1,4$  г
- Масса всего вещества 9 г.  
 $m(\text{N}) = 9 - 4,8 - 1,4 = 2,8$  г,  
 $n(\text{N}) = m / M = 2,8 / 14 = 0,2$  моль.
- $\text{C} : \text{H} : \text{N} = 0,4 : 1,4 : 0,2 = 2 : 7 : 1$   
Простейшая формула —  $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ .  
Истинная молярная масса  
 $M = D_{\text{по H}_2} \cdot M(\text{H}_2) = 22,5 \cdot 2 = 45$  г/моль. Она совпадает с молярной массой, рассчитанной для простейшей формулы. То есть это и есть истинная формула вещества.
- Ответ:  $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ .

## Пример 4

Некоторый сложный эфир массой 7,4 г подвергнут щелочному гидролизу. При этом получено 9,8 г калиевой соли предельной одноосновной кислоты и 3,2 г спирта. Установите молекулярную формулу этого эфира.



$$m(\text{KOH}) = (9,8 + 3,2) - 7,4 = 5,6 \text{ г}$$

$$n(\text{KOH}) = 5,6 / 56 = 0,1 \text{ моль}$$

2.  $n(\text{RCOOR}^1) = n(\text{KOH}) = 0,1 \text{ (моль)}$

$$M(\text{RCOOR}^1) = 7,4 / 0,1 = 74 \text{ (г/моль)}$$

3.  $(12n + 2n + 1) \cdot 2 + 44 = 74$

$$28n + 2 = 30 \quad n = 1$$



# В презентации использованы следующие материалы:

- И.В.Барышова. ЕГЭ по химии. Часть С. 11 класс. ,М. «Бином» ,2010.
- Методические материалы для подготовки к ЕГЭ  
<http://www.ege-study.ru/ege-materials/>