

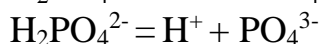
## КИСЛОТЫ

**Кислоты** – это сложные соединения, состоящие из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка.

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты – это электролиты, которые в растворах и расплавах в качестве катионов образуют **только катионы водорода  $H^+$** :  $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$        $HClO_4 = H^+ + ClO_4^-$

Кислоты характеризуются основностью. Основность определяется числом атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов в химических взаимодействиях. По основности кислоты делят на одноосновные ( $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $HClO_4$ ,  $CH_3COOH$  и др.), двухосновные ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SiO_3$  и др.), трехосновные ( $H_3PO_4$ ,  $H_3BO_3$ ) и т.д.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.



Многоосновная кислота в химической реакции не всегда проявляет свою максимальную основность. Например, серная кислота при взаимодействии с гидроксидом натрия может проявлять основность равную 1 и 2:



По наличию атомов кислорода в своем составе кислоты делят на кислородсодержащие ( $H_3PO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $CH_3COOH$ ) и бескислородные ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$ ).

**Номенклатура кислот** прошла долгий путь развития и складывалась постепенно. Поэтому ряд названий (серная, азотная, фосфорная и др.) сохраняются и в современной номенклатуре ИЮПАК наряду с систематическими названиями.

Систематические названия становятся полезными тогда, когда речь идет о менее распространенных кислотах, а также, образованных элементами с переменной степенью окисления. В этих случаях традиционные названия требуют запоминания относящихся к ним формул, в то время как из систематических названий формулу можно вывести. То же относится и к солям менее распространенных кислот. Например, систематическими будут названия:  $H_2MnO_4$  – тетраоксоманганат (VI) водорода,  $HMnO_4$  – тетраоксоманганат (VII) водорода.

В случае бескислородных кислот к названию элемента (или группы элементов), образующего кислоту, добавляют соединительную гласную **-о-**, слово водород с окончанием **-ная** и слово кислота. Например:  $HF$  – фтороводородная кислота,  $H_2S$  – сероводородная кислота,  $HCN$  – циановодородная кислота.

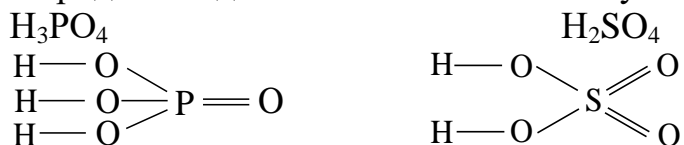
Названия кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Максимальной степени окисления соответствует суффикс **-н** или **-ов** ( $HNO_3$  – азотная кислота,  $H_2CrO_4$  – хромовая кислота). По мере понижения степени окисления суффиксы изменяются в следующей последовательности: **-новат**, **-ист**, **-новатист** ( $HClO_3$  – хлорноватая,  $HClO_2$  – хлористая,  $HClO$  – хлорноватистая). Если элемент образует кислоты только в 2-х степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс **-ист** ( $HNO_2$  – азотистая).

Если элемент, находясь в одной и той же степени окисления, образует несколько кислот, то название кислоты, содержащее наименьшее количество атомов кислорода снабжается приставкой **мета**, а название кислоты с наибольшим числом атомов кислорода – приставкой **орто** ( $\text{HPO}_3$  – метафосфорная кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – ортофосфорная кислота).

Если молекула кислоты содержит два атома кислотообразующего элемента, то перед ее названием помещается числительная приставка **дву-**, **ди-** или **пиро-** ( $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  – дифосфорная, дифосфорная или пирофосфорная кислота).

Кислоты, содержащие в своем составе группировку атомов  $-\text{O}-\text{O}-$  можно рассматривать как производные пероксида водорода – пероксокислоты (или надкислоты). Например,  $\text{H}_2\text{SO}_5$  – пероксосерная кислота,  $\text{HNO}_3$  – пероксоазотная кислота.

Порядок соединения атомов в молекуле отображают графические формулы:



**Физические свойства.** Большинство кислот – это бесцветные прозрачные жидкости, которые смешиваются с водой в любых соотношениях. Бывают также твердые кислоты ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HIO}_3$ ) растворимые в воде. Нерастворимой в воде является кремниевая кислота ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ). Некоторые кислоты являются растворами газов в воде ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ). Растворы кислот кислые на вкус.

**Химические свойства.**

1. Растворы кислот изменяют цвет индикаторов:

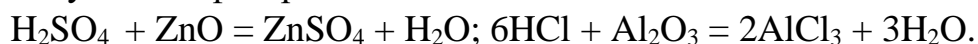
- лакмус (фиолетовый) в кислой среде красный;
- метилоранж (оранжевый) в кислой среде розовый (красный);
- фенолфталеин (бесцветный) в кислой среде бесцветный.

2. Взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $2\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

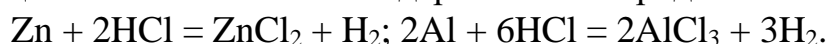
3. Взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли и воды:



4. Взаимодействуют с амфотерными оксидами:

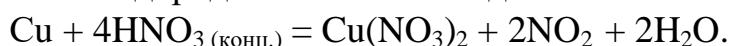


5. Взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода (имеющими отрицательное значение стандартного электродного потенциала):

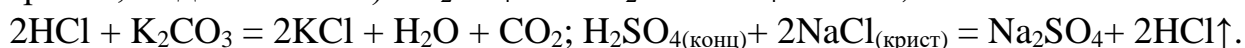


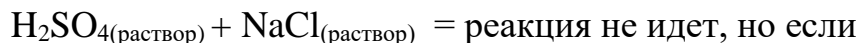
Исключение составляют кислоты-окислители:  $\text{HNO}_3$  (разб),  $\text{HNO}_3$  (конц),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц).

Свои окислительные свойства эти кислоты проявляют за счет центральных атомов и поэтому они могут взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода, при этом водород из кислот не выделяется:

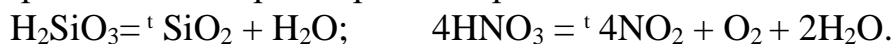


6. Взаимодействуют с солями (реакции ионного обмена) в том случае, когда выполняется одно из условий протекания реакций обмена (образуется осадок, слабый электролит, выделяется газ):  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ ;





7. Некоторые кислоты при нагревании разлагаются:

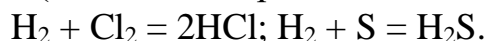


С точки зрения теории электролитической диссоциации все общие свойства кислот обусловлены наличием в растворах ионов  $\text{H}^+$ .

### Получение кислот.

1. Взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ .

2. Взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):



3. Реакциями обмена соли с кислотой (если выполняется одно из условий реакций обмена):  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$ ,

в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ ;



### УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ТЕМЕ «КИСЛОТЫ»

1. Определите валентность кислотных остатков в следующих кислотах:  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_3\text{SbO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

2. Напишите формулы соответствующих кислот по формулам кислотных остатков:  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ .

3. Классифицируйте следующие кислоты по основности и по содержанию атомов кислорода:  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

4. Определите степень окисления кислотообразующих элементов в следующих кислотах, напишите графические формулы этих кислот:  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .

5. Напишите формулы и названия кислот, которые соответствуют следующим кислотным оксидам:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ .

6. Напишите формулы и названия оксидов, гидратами которых являются следующие кислоты:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{HClO}_2$ .

7. Каким из следующих оксидов соответствуют кислоты:  $\text{MgO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SiO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ?

8. Каким из приведенных кислот: азотная, сероводородная, серная, фосфорная, соляная, угольная, йодоводородная, соответствуют кислотные оксиды? Напишите формулы этих оксидов.

9. С какими из следующих металлов:  $\text{Al}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Au}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Hg}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ni}$ , реагирует разбавленная серная кислота? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Назовите полученные вещества.

10. В результате каких реакций, схемы которых приведены ниже, выделяется водород? а)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$  б)  $\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow$  в)  $\text{HNO}_3 + \text{Mg} \rightarrow$

11. Напишите уравнения реакций между: а) хлороводородной кислотой и гидроксидом магния; б) азотной кислотой и гидроксидом калия; в) азотной кислотой и гидроксидом цинка; г) серной кислотой и гидроксидом меди (II); д) азотной кислотой и гидроксидом хрома (III).

12. С какими из следующих веществ будет реагировать соляная кислота:  $N_2O_5$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $CaO$ ,  $AgNO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

13. С какими из следующих веществ будет реагировать сернистая кислота:  $K$ ,  $H_2O$ ,  $NaOH$ ,  $Cu$ ,  $BaO$ ,  $CaCO_3$ ,  $Ca(OH)_2$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

14. С какими из следующих веществ будет реагировать соляная кислота:  $KCl$ ,  $KOH$ ,  $K_2SO_4$ ,  $BaSO_4$ ,  $Fe$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Ag$ ,  $Ag_2O$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

15. С какими из следующих веществ будет реагировать разбавленная серная кислота:  $Mg$ ,  $CaO$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $CaCO_3$ ,  $Hg$ ,  $Al$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Ba(NO_3)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

16. Какие вещества при взаимодействии с азотной кислотой образуют нитрат калия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

17. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: 1)  $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4$  2)  $P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4$

18. Напишите уравнения реакций следующих превращений:

1)  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$  2)  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$

3)  $N_2O_5 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO$

19. Какие из указанных веществ будут реагировать с хлороводородной кислотой:  $H_2SO_4$ ,  $CuO$ ,  $P_2O_5$ ,  $AgNO_3$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $MgSO_4$ ,  $K_2CO_3$ . Напишите уравнения соответствующих реакций.

20. Какие из перечисленных солей: хлорид бария, нитрат железа гидрокарбонат калия, сульфат натрия, нитрат аммония реагируют с разбавленным раствором какой-либо кислоты? Напишите уравнения реакций.

21. Какие из приведенных кислот могут образовывать кислые соли: ортофосфорная кислота, азотная кислота, кремниевая кислота? Напишите формулы (молекулярные и графические) соответствующих кислых и средних солей, дайте им названия.

22. Из приведенного ниже списка названий кислот выпишите по отдельности:

1) сильные кислоты, 2) слабые кислоты, 3) кислоты средней силы, 4) кислородсодержащие и бескислородные кислоты, 5) не растворимые в воде кислоты, 6) одно-, двух- и трехосновные кислоты.

Соляная, серная, азотная, бромоводородная, фтороводородная, уксусная, азотистая, йодоводородная, хромовая, марганцевая, угольная, кремниевая, ортофосфорная, сернистая, сероводородная, селеноводородная, хлорная, хлористая, хлорноватистая, хлорная, борная, фосфористая, фосфорноватистая.

23. Составьте уравнения практически осуществимых реакций с участием кислот: 1)

$HCl + KNO_3 \rightarrow$  2)  $HCl + CaCO_3 \rightarrow$  3)  $H_2S + KCl \rightarrow$  4)  $Cu + HCl_{(разб.)} \rightarrow$

5)  $H_2S + CuSO_4 \rightarrow$  6)  $KNO_{3(p-p)} + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow t$  7)  $KNO_{3(t)} + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$

8)  $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$  9)  $CuSO_4 + HCl \rightarrow$  10)  $CuSO_4 + HNO_3 \rightarrow$

11)  $H_3PO_4 + K_2O \rightarrow$  12)  $H_3PO_4 + Cu \rightarrow$  13)  $H_3PO_4 + KOH \rightarrow$

14)  $H_3PO_4 + NH_3 \rightarrow$  15)  $HCl + BaO \rightarrow$  16)  $H_2SO_{4(разб.)} + Fe \rightarrow$

17)  $KCl_{(p-p)} + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow$  18)  $KCl_{(t)} + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow t$  19)  $K_2SO_3 + HCl \rightarrow$

20)  $K_2SiO_3 + HNO_3 \rightarrow$  21)  $K_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$  22)  $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow$

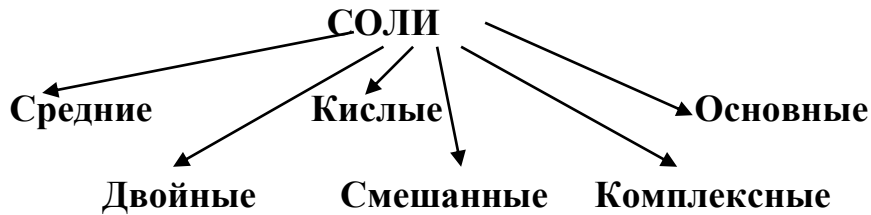
23)  $HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow$  24)  $HNO_3 \rightarrow t$  25)  $AgNO_3 + H_3PO_4 \rightarrow$

26)  $FeCl_2 + H_2S \rightarrow$  27)  $CuSO_4 + H_2S \rightarrow$  28)  $H_2O + MnO_3 \rightarrow$

29)  $K_2HPO_4 + H_3PO_4 \rightarrow$  30)  $HNO_3 + CuCl_2 \rightarrow$

## СОЛИ

**Соли** – сложные вещества, которые являются продуктами полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов, а также продуктами полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основания кислотными остатками.



**Средние соли** – продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла, или продукты полного замещения гидроксогрупп в молекуле основания кислотными остатками:  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

сульфат натрия или тетраоксосульфат (VI) натрия

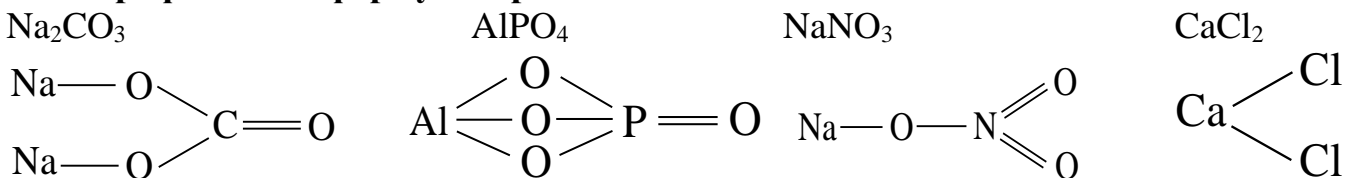
С точки зрения теории электролитической диссоциации средние соли это электролиты, которые диссоциируют в водных растворах или расплавах на катионы металла (или катион аммония) и анионы кислотного остатка:



**Названия солей** тесно связаны с номенклатурой соответствующих кислот. Для солей распространенных кислот сохраняются традиционные названия:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сульфат натрия (тетраоксосульфат (VI) натрия),  $\text{KNO}_3$  – нитрат калия (триоксонитрат (V) калия),  $\text{K}_3\text{PO}_4$  – ортофосфат калия (тетраоксофосфат (V) калия),  $\text{K}_2\text{CO}_3$  – карбонат калия (триоксокарбонат (IV) калия),  $\text{KMnO}_4$  – перманганат калия (тетраоксоманганат (VII) калия),  $\text{Li}_2\text{CrO}_4$  – хромат лития (тетраоксохромат (VI) лития).

Для солей кислородсодержащих кислот хлора, йода и некоторых других элементов, проявляющих несколько степеней окисления, а также для солей полимерных и других сложных кислот, в правилах ИЮПАК рекомендуется применять систематические названия (традиционные русские названия – в скобках):  $\text{KClO}$  – оксохлорат калия (гипохлорит калия)  $\text{KClO}_3$  – триоксохлорат калия (хлорат калия),  $\text{KClO}_4$  тетраоксохлорат калия (перхлорат калия),  $\text{Na}_6\text{TeO}_6$  – гексаоксотеллурат гексанатрия (ортотеллурат натрия).

### Графические формулы средних солей:

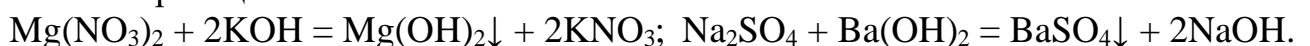


### Химические свойства.

1. Взаимодействуют с кислотами, если выполняется одно из условий протекания реакций ионного обмена:



2. Взаимодействуют со щелочами, если выполняется одно из условий протекания реакций ионного обмена:



3. Взаимодействуют в растворах с солями, если выполняется одно из условий протекания реакций ионного обмена:

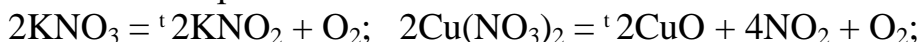


4. Растворы солей взаимодействуют с металлами, более активными, чем металл, входящий в состав соли (кроме щелочных и щелочноземельных металлов, которые энергично взаимодействуют с водой):



5. Взаимодействуют с кислотными оксидами, если в реакции выделяется газообразный оксид:  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ ;  $\text{CaSO}_3 + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow$ .

6. При нагревании большинство солей разлагается:  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ , (карбонаты щелочных металлов, кроме карбоната лития, при нагревании плавятся без разложения);  $\text{CuSO}_4 = \text{CuO} + \text{SO}_3$ , (сульфаты щелочных металлов при нагревании плавятся без разложения)



**Кислые соли (гидросоли)** – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле многоосновной кислоты на атомы металла (или аммонийную группу). Кислые соли образуются при избытке кислоты или кислотного оксида, которому соответствует многоосновная кислота.

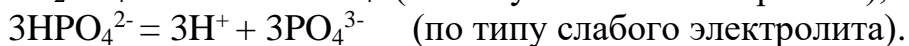
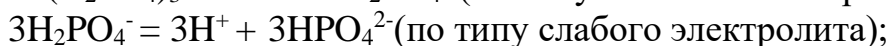
**Названия** кислых солей образуются прибавлением приставки **гидро-** к названию средней соли.  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ; гидросульфат натрия или тетраоксогидросульфат (VI) натрия

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ; гидрокарбонат кальция или триоксогидрокарбонат (IV) кальция

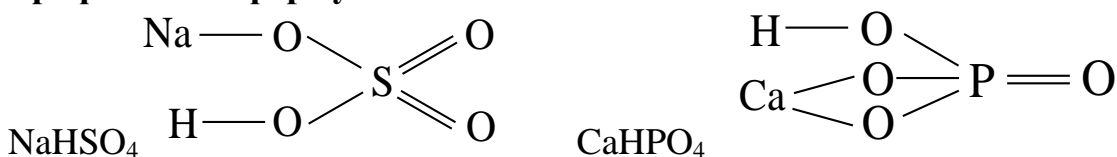
$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ; дигидрофосфат кальция или тетраоксодигидрофосфат (V) кальция

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ . гидрофосфат кальция или тетраоксогидрофосфат (V) кальция

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислые соли – это электролиты, которые в растворах и расплавах диссоциируют с образованием катионов металла (или аммония) и сложного аниона, при дальнейшей диссоциации которого образуются ионы  $\text{H}^+$ .



**Графические формулы кислых солей:**



**Химические свойства**

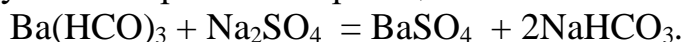
1. Кислые соли взаимодействуют с основаниями и превращаются в средние соли:  $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ ;



2. Кислые соли взаимодействуют с кислотами если:

- а) образуется более летучая или слабая кислота:  $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;  
б) образуется более кислая соль:  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

3. Кислые соли вступают в реакции обмена с другими солями, если выполняется одно из условий протекания реакций ионного обмена:



**Основные соли** – это продукты неполного замещения гидроксогрупп в молекуле многокислотного основания на кислотный остаток. Основные соли образуются при избытке основания.

**Названия основных солей** образуются путем прибавления к названию соответствующей средней соли приставки **гидроксо**:

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ ; гидроксохлорид кальция или хлорид гидроксикальция

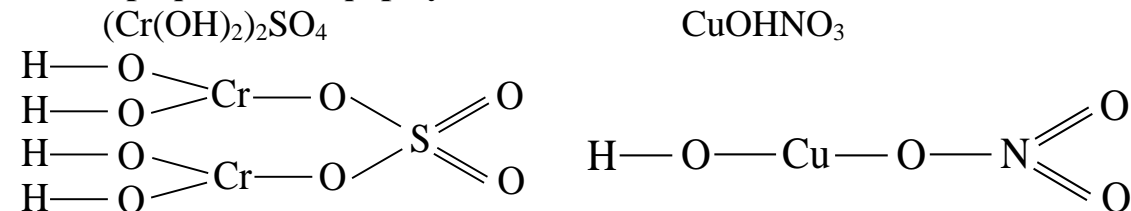
$2\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{Cr}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ; дигидроксосульфат хрома (III), сульфат дигидроксохрома (III) или тетраоксосульфат (VI) дигидроксохрома (III)

$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrOHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ . гидроксосульфат хрома (III), сульфат гидроксохрома (III) или тетраоксосульфат (VI) гидроксохрома (III)

С точки зрения теории электролитической диссоциации, основные соли – это электролиты, которые диссоциируют на сложный катион и анион кислотного остатка. При дальнейшей диссоциации сложного катиона образуются гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ :  $\text{CaOHCl} = \text{CaOH}^+ + \text{Cl}^-$  (по типу сильного электролита)



**Графические формулы основных солей:**



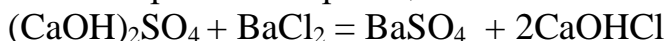
**Химические свойства**

1. Основные соли взаимодействуют с кислотами и превращаются в средние соли:  $2\text{CrOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

2. Основные соли взаимодействуют со щелочами, если:

- а) образуется более основная соль:  $2\text{AlOHSO}_4 + 2\text{NaOH} = (\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$   
б) образуется труднорастворимое основание:  $\text{MgOHCl} + \text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$

3. Основные соли вступают в реакции обмена с другими солями, если выполняется одно из условий протекания реакций ионного обмена:



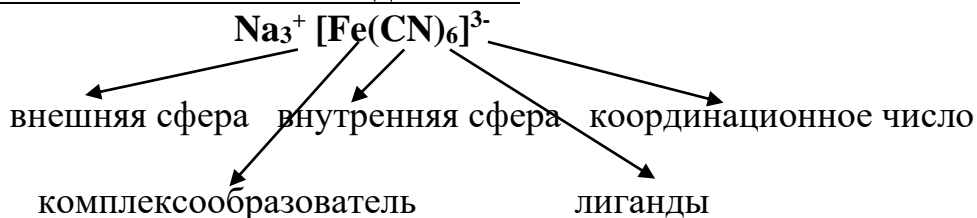
**Двойные соли** – это сложные вещества, состоящие из атомов 2-х различных металлов и остатка одной кислоты. Например,  $\text{KNaCl}_2$  ( $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ ) – хлорид калия, натрия (сильвинит),  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  – сульфат калия, алюминия

При электролитической диссоциации двойные соли образуют катионы металлов и анионы кислотного остатка:  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 = \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$ .

**Смешанные соли** – это сложные вещества, состоящие из атомов одного металла и остатков двух различных кислот. Например:  $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$  – хлорид-

гипохлорит кальция. При электролитической диссоциации смешанные соли образуют катионы металла и анионы кислотного остатка:  $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl} = \text{Ca}^{2+} + \text{ClO}^- + \text{Cl}^-$ .

**Комплексные соли** – сложные вещества, содержащие в своем составе сложный комплексный ион, способный к самостоятельному существованию в водных растворах или расплавах. Например,  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$  – гексагидроксоалюминат натрия;  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  – хлориддиаммин серебра (I);  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексацианоферрат (III) калия. Строение комплексных соединений:



Суммарный заряд внутренней сферы (сумма заряда комплексообразователя и общего заряда лигандов) компенсируется зарядом внешней сферы.

Комплексообразование в большей степени характерно для переходных металлов, т.е. для d-элементов и почти не характерно для s-элементов.

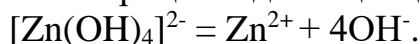
Координационное число зависит от заряда комплексообразователя. В большинстве случаев сохраняется следующая зависимость (таблица 1).

Таблица – 1 Координационные числа комплексообразователя

Степень окисления комплексообразователя	+1	+2	+3	+4
Координационное число	2	4	6; 4	8; 6

При электролитической диссоциации в растворах или расплавах комплексные соли образуют комплексный ион и ион внешней сферы (по типу сильного электролита). Затем дальнейшей диссоциации подвергается комплексный ион (по типу слабого электролита):  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] = 2\text{Na}^+ + [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} = \text{Zn}(\text{OH})_3^- + \text{OH}^-$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_3^- = \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnOH}^+ + \text{OH}^-$ ,  $\text{ZnOH}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{OH}^-$ .

Суммарное уравнение процесса диссоциации комплексного иона:

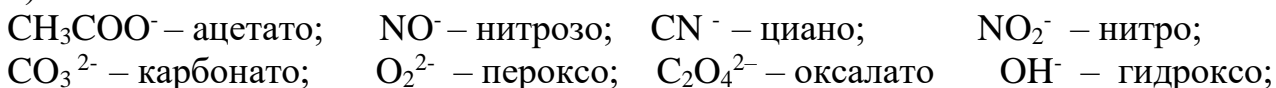


### Номенклатура комплексных соединений.

Основы современной номенклатуры комплексных соединений заложены А. Вернером. До его работ в этой области химии не существовало никакой системы. Комплексные соединения называли, руководствуясь их внешним видом, например, лутеосоли (желтая соль)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ , либо их происхождением, например, красная кровяная соль  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , желтая кровяная соль  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Многие комплексные соединения назывались именами химиков, которые их синтезировали: соль Фишера  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO})_2]_6$ , соль Рейнеке  $\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{NCS})_4]$ , соль Дрекслея  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ , соль Чугаева  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$  и т.д.

Современная номенклатура комплексных соединений основана на рекомендациях ИЮПАК и адаптирована к традициям русского химического языка.

Названия лигандов. Названия **анионных лигандов** получают конечную гласную –о, которой сопровождается название соответствующего аниона (или корня аниона):





$\text{Cl}^-$  – хлоро;  $\text{SO}_3^{2-}$  – сульфито;  $\text{H}^-$  – гидридо;  $\text{SO}_3\text{S}^{2-}$  – тиосульфато.

Иногда анионные лиганды имеют специальные названия:

$\text{O}^{2-}$  – оксо;  $\text{S}^{2-}$  – тио;  $\text{HS}^-$  – меркапто.

Анионы углеводородов в качестве лигандов называют также как и радикалы:

$\text{CH}_3^-$  – метил;  $\text{C}_5\text{H}_5^-$  – циклопентадиенил.

Для **нейтральных лигандов** используют номенклатурные названия веществ без изменений ( $\text{N}_2$  – диазот,  $\text{N}_2\text{H}_4$  – гидразин,  $\text{C}_2\text{H}_4$  – этилен и т.д.), кроме веществ, которые выступая в роли лигандов, получают следующие специальные названия:

$\text{H}_2\text{O}$  – аква;  $\text{NH}_3$  – аммин;  $\text{NO}$  – нитрозил;  $\text{CO}$  – карбонил;

$\text{SO}_2$  – диоксосера;  $\text{PF}_3$  – трифторофосфор.

Для **катионных лигандов** применяют следующие названия:

$\text{N}_2\text{H}_5^+$  – гидразини  $\text{NO}_2^+$  – нитроил;  $\text{NO}^+$  – нитрозил;  $\text{H}^+$  – гидро.

Порядок перечисления лигандов. Правила изображения формул комплексных соединений следующий: при составлении формулы одноядерного комплекса (ионного или нейтрального) слева ставят символ центрального атома (комплексобразователя), а затем перечисляют лиганды в порядке уменьшения их зарядов от положительных к отрицательным. При равенстве зарядов пользуются практическим рядом элементов. Например,  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  записывают левее  $\text{CO}$ . Более простые лиганды в формулах указывают левее более сложных. В формулах многоядерных комплексов указывают число центральных атомов.

Названия веществ строят из названий лигандов с предшествующей числовой приставкой (греческое числительное), указывающей число лигандов каждого типа в формуле, и названия комплексобразователя. При этом перечисление лигандов ведут от отрицательного заряда лиганда к нейтральному и затем положительному, начиная справа по формуле соединения.

**Названия нейтральных комплексов.** Названия комплексов без внешней сферы состоят из одного слова. Вначале указывается число и названия лигандов (каждого вида отдельно), затем название центрального атома в именительном падеже (в многоядерных комплексах – с указанием числа центральных атомов). Например,

$[\text{Al}_2\text{Cl}_6]$  – гексахлородиалюминий;  $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]$  – октакарбонилдикобальт;

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$  – тетракарбонилникель.

**Названия соединений с комплексным катионом** строятся также, как и названия простых соединений, состоящих из катиона и аниона. Однако в данном случае катион непростой, а комплексный. Названия комплексных катионов состоят из числа и названия лигандов и названия комплексобразователя (для многоядерных комплексов – с указанием их числа). Обозначение степени окисления комплексобразователя по системе Штока осуществляется римскими цифрами в скобках после названия:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  – катион диаммин серебра (I);

$[\text{Cr}_2(\text{NH}_3)_9(\text{OH})_2]^{4+}$  – катион дигидроксоноаамминдихрома (III);

$[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  – катион гексааквамарганца (II).

В случае неизвестной степени окисления комплексобразователя указывают заряд всего катиона в скобках арабскими цифрами (по способу Эвенса-Бассета). Например,  $[\text{Hg}_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$  – катион диаквадиртути (2+).

Названия соединений, включающих комплексный катион строятся следующим образом:  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$  – сульфат гексааквамарганца (II);

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$  – гидроксид диамминсеребра (I);

$[\text{Cr}_2(\text{NH}_3)_9(\text{OH})_2]\text{Cl}_4$  – хлорид дигидроксононаамминдихрома (III).

**Названия соединений с комплексными анионами** строятся так же, как и названия более простых соединений, состоящих из катиона и аниона. Однако в рассматриваемом случае анион непростой, а комплексный.

Название комплексного аниона строится из числа и названия лигандов, корня названия элемента-комплексобразователя, суффикса *-ат* и указания степени окисления комплексобразователя:  $[\text{BF}_4]^-$  – тетрафтороборат (III)-ион;

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$  – тетрагидроксодиакваалюминат (III)-ион.

Для ряда элементов-комплексобразователей в русских названиях используют корни латинских названий: Ag – аргент-, Cu – купр-, Hg – меркур-, Ni – никкол-, Au – аур-, Mn – манган-, Pb – плюмб-, Fe – ферр-.

Названия соединений, включающих комплексный анион строятся следующим образом:  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$  – тетраiodомеркурат (II) калия;

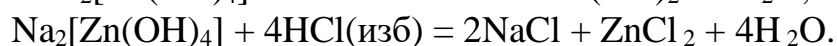
$\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$  – гексагидроксостибат (V) водорода;

$\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$  – дицианоаргентат (I) натрия;

$\text{K}_3[\text{AlF}_6]$  – гексафтороалюминат калия.

### **Химические свойства.**

Химические свойства комплексных солей очень разнообразны и зависят от химического состава внешней и внутренней сферы. Например, гидроксокомплексы взаимодействуют с кислотами:



**Получение солей:** Взаимодействие оснований с кислотами. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами. Взаимодействие основных оксидов с кислотами. Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами. Взаимодействие щелочей с солями. Взаимодействие солей с кислотами. Взаимодействие 2-х солей между собой. Взаимодействие металлов с кислотами. Взаимодействие солей с металлами. Взаимодействие металлов с неметаллами. Взаимодействие металлов, оксиды и гидроксидов, которые амфотерны, с растворами и расплавами щелочей. Сплавление солей с кислотными оксидами. если выделяется газообразный оксид.

Уравнения химических реакций, перечисленных способов получения солей приведены ранее в разделах «Оксиды», «Кислоты», «Основания» и «Соли».

### **УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ТЕМЕ «СОЛИ»**

1. Даны следующие вещества:  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{FeBr}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{CaOH})_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NaHS}$ . Выпишите формулы солей, укажите, к какому типу относится каждая соль.

2. Классифицируйте и назовите следующие соли:  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{S}$ ,  $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{BaI}_2$ ,  $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{KHS}$ .

3. Из приведенного перечня выпишите отдельно формулы средних, кислых и основных солей, назовите их.

$\text{KHCO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{BeOHNO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .

4. Напишите молекулярные формулы следующих солей:

1) дигидрофосфат натрия, 2) сульфат алюминия, 3) гидроксосульфат цинка,

4) дигидроксонитрат алюминия, 5) бромид железа (III), 6) гидрокарбонат бария,

7) гидроксосиликат кальция, 8) перманганат калия, 9) дихромат натрия,

10) гидросульфид железа (II).

5. Напишите молекулярные формулы нормальных и кислых солей, которые могут быть получены в результате замещения: 1) атомов водорода в молекуле фосфорной кислоты атомами бария, 2) атомов водорода в молекуле сероводородной кислоты атомами алюминия, 3) атомов водорода в молекуле серной кислоты атомами железа (III). Назовите эти соли.

6. Напишите молекулярные формулы нормальных и основных солей, которые могут быть получены в результате замещения: 1) гидроксидных групп в молекуле  $\text{Al}(\text{OH})_3$  кислотными остатками серной кислоты, 2) гидроксидных групп в молекуле  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  кислотными остатками фосфорной кислоты. Назовите эти соли.

7. Напишите молекулярные формулы нормальных солей, которые могут быть получены в результате замещения в молекуле амфотерного гидроксида  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ : а) гидроксидных групп кислотными остатками азотной кислоты; б) атомов водорода атомами натрия. Назовите эти соли

8. Составьте уравнения реакций между соответствующими кислотами и основаниями, приводящих к образованию следующих солей:  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

9. Составьте формулы основных хлоридов железа (III) и уравнения реакций (в молекулярном и ионном виде) превращения этих солей в нормальную соль – хлорид железа (III).

10. Составьте уравнения реакций получения кислых солей в результате взаимодействия сернистой кислоты с гидроксидами натрия и бария.

11. Составьте уравнения реакций получения из соответствующих оснований и кислот следующих солей: 1) гидроксохлорида бария; 2) гидросульфата железа (III).

12. Как из сульфата натрия получить гидросульфат, а из гидросульфата – сульфат? Напишите уравнения соответствующих реакций.

13. С какими из веществ взаимодействует карбонат натрия: оксид калия, гидроксид кальция, хлорид бария, цинк, серная кислота, оксид фосфора (V)? Напишите уравнения соответствующих реакций.

14. Напишите уравнения реакций, характеризующих генетическую связь между соединениями различных классов, исходя из: 1) кальция и серы; 2) лития и углерода.

15. Как из алюминия, хлорида бария, сульфата меди, серной кислоты получить: 1) сульфат алюминия; 2) хлорид алюминия?

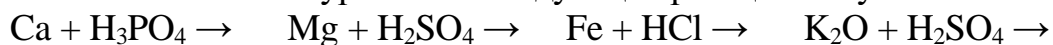
16. Какие из перечисленных веществ могут взаимодействовать между собой: серная кислота, оксид магния, гидроксид калия, оксид фосфора (V), карбонат калия, оксид серы (IV), оксид калия, гидроксид цинка, хлорид бария? Напишите соответствующие уравнения реакций.

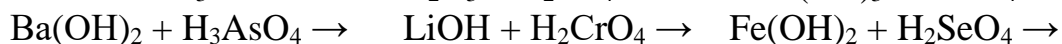
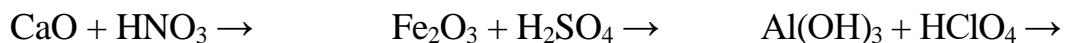
17. С веществами каких классов соединений могут взаимодействовать:

1) оксид натрия; 2) гидроксид натрия? Приведите примеры и напишите уравнения соответствующих химических реакций.

18. Даны известняк и соляная кислота. Не расходуя никаких других веществ, получите не менее 11 новых веществ, в том числе 4 простых. Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их протекания.

19. Закончите уравнения следующих реакций получения солей:





20. Какие из перечисленных солей: нитрат серебра, сульфат магния, гидросульфит кальция, хлорид натрия, бромид аммония могут реагировать с разбавленным раствором какой-либо кислоты? Напишите уравнения реакций.

21. Какие из перечисленных солей: нитрат аммония, сульфит калия, силикат натрия, хлорид меди (II), бромид бария могут реагировать с разбавленным раствором какой-либо щелочи? Напишите уравнения реакций.

22. Какие из перечисленных солей, находящихся в водных растворах, могут вступать в реакцию с водным раствором какой-либо другой соли: хлорид натрия, нитрат калия, нитрат меди (II), сульфат аммония? Напишите уравнения реакций.

23. Какие из перечисленных солей, находящихся в водных растворах, могут вступать в реакцию между собой: нитрат бария, сульфат железа (II), хлорид магния, йодид аммония, сульфид натрия, сульфат калия. Напишите уравнения реакций.

24. Какие три соли из перечисленных пяти могут одновременно находиться в водном растворе: сульфат магния, карбонат натрия, хлорид меди (II), хлорид бария, нитрат натрия? Приведите два варианта ответа и поясните, сопроводив их уравнениями реакций.

25. Какое максимальное число солей из перечисленных ниже могут одновременно находиться в водном растворе: нитрат меди (II), бромид аммония, ацетат свинца, йодид кальция, нитрат серебра? Поясните и приведите уравнения реакций.

26. К водному раствору, содержащему дигидрофосфат калия, постепенно добавляют гидроксид калия. Какие вещества могут одновременно находиться в растворе? Приведите несколько возможных комбинаций.

27. К водному раствору, содержащему гидрофосфат натрия, постепенно добавляют серную кислоту. Какие вещества могут одновременно находиться в растворе? Приведите несколько возможных комбинаций.

28. Укажите, какие из приведенных ниже пар веществ могут вступать в реакцию в водном растворе. Напишите уравнения протекающих реакций и объясните, почему они протекают: 1) карбонат калия + соляная кислота; 2) гидроксид магния + серная кислота; 3) хлорид бария + нитрат натрия; 4) хлорид кальция + сульфат калия; 5) нитрат серебра + соляная кислота; 6) азотная кислота + гидроксид натрия; 7) карбонат кальция + азотная кислота; 8) сульфат алюминия + хлорид бария; 9) сульфат железа (II) + гидроксид натрия; 10) нитрат калия + сульфат алюминия; 11) бромоводородная кислота + сульфат калия; 12) нитрат меди + сульфат железа (III); 13) нитрат бария + серная кислота; 14) сульфит кальция + соляная кислота; 15) метасиликат натрия + нитрат калия; 16) фосфорная кислота + гидроксид кальция; 17) метасиликат калия + серная кислота; 18) гидроксид железа (II) + карбонат натрия; 19) кремниевая кислота + нитрат магния; 20) фосфорная кислота + нитрат калия;

29. Осуществите превращения по схемам: 1)  $\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ ; 2)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ; 3)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{KAlO}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ ; 4)  $\text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$ ; 5)  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$ ; 6)  $\text{Br}_2 \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2$

## ОБЩИЕ ПРАВИЛА НОМЕНКЛАТУРЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Химическая номенклатура представляет собой совокупность правил составления химических формул, а также способов названий индивидуальных химических веществ. Как уже отмечалось, в современной химической науке употребляется номенклатура ИЮПАК.

Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) был создан в 1919 г. ИЮПАК состоит из семи отделений (физической химии, неорганической химии, органической химии, химии высокомолекулярных соединений, аналитической химии, прикладной и клинической химии). ИЮПАК издает журналы «Теоретическая и прикладная химия» и «Международная химия» на английском языке, а также труды конгрессов и конференций, информационные бюллетени, содержащие материалы текущей работы ИЮПАК, специальные монографии по химической и физико-химической номенклатуре: «Красная книга» (номенклатурные правила по неорганической химии), «Голубая книга» (номенклатурные правила по органической химии), «Зеленая книга» (руководство по символам и терминологии для физико-химических единиц) и «Оранжевая книга» (номенклатура по аналитической химии).

ИЮПАК составляет и издает правила по номенклатуре. Первые рекомендации по неорганической химии появились в 1940 г. В этих правилах была принята система Штока для обозначения состояний степени окисления, установлен порядок перечисления составляющих в двойных соединениях, смешанных солях, гетерополикислотах и в координационных соединениях.

В результате широкого обмена мнениями правила были переработаны, расширены и переизданы в 1957 г. в виде книги. В этой книге был значительно расширен раздел, посвященный координационным соединениям, и включена таблица для названий ионов и радикалов, утвержден порядок написания массового номера и атомного числа элемента.

Второе издание правил появилось в 1971 г. Оно включало в значительно расширенном виде координационную номенклатуру, краткое рассмотрение номенклатуры гидридов бора, некоторое расширение таблицы ионов и радикалов, таблицу приставок и таблицу названий радикалов. Была принята система Эвенса-Бассета для обозначения заряда иона. Эта книга была переведена на русский язык в 1979 г.

Затем комиссия по номенклатуре неорганической химии разработала номенклатуру гидридов бора, азота и родственных соединений. Комиссия опубликовала дополнение, озаглавленное «Как называть неорганические соединения». Был разработан свод правил по элементарноорганическим соеди-

нениям, содержащим фосфор, мышьяк, висмут, кремний, бор и ряд других рекомендаций.

По правилам номенклатуры ИЮПАК, каждое вещество в соответствии с его формулой получает систематическое название, полностью отражающее его состав. Таких названий может быть несколько. Например, оксид серы (VI) или триоксид серы –  $\text{SO}_3$ .

Цель номенклатуры – дать систематические и стандартные названия химическим веществам на таком уровне детализации, чтобы ими можно было пользоваться без дополнительной информации о свойствах веществ.

В настоящее время существует несколько систем номенклатуры, так что одну и ту же формулу можно прочесть различным способом.

Номенклатура ИЮПАК публиковалась сначала на английском и французском языках, а в настоящее время все материалы публикуются только на английском языке, однако в правилах подчеркивается необходимость адаптации к другим языкам. Русский язык, относящийся к славянской группе, по своему строению отличается и от англосакских языков, и от романских языков, требует особого внимания при адаптации международных правил. Ценность номенклатуры ИЮПАК в ее международном характере, в соблюдении основных принципов при возможных различиях языковой формы.

Кроме систематических названий существуют полусистематические названия, которые дают некоторую информацию о соединении, но недостаточную, чтобы представить состав соединения без дополнительной информации (серная кислота, тиосерная кислота). Систематическим название становится лишь тогда, когда воспроизводит стехиометрическую формулу с общепринятым образцом. Такой уровень систематической номенклатуры дает информацию о строении вещества.

Все химические элементы и простые вещества, образуемые ими, принято делить на металлы и неметаллы. Иногда целесообразно выделять полуметаллы – металлы, соединения которых проявляют амфотерный характер.

К неметаллам относят благородные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), галогены (F, Cl, Br, I, At), халькогены (кроме полония – O, S, Se, Te), а также N, P, As, C, Si, B и H. Остальные элементы относят к металлам. Такое деление условно. Так, например, теллур и йод – типичные неметаллы, но обладают металлическим блеском и полупроводниковыми свойствами, а такие типичные металлы, как хром, марганец, золото, железо образуют соединения, в которых проявляют неметаллический характер.

Названия элементов должны почти не различаться на различных языках. Все элементы обозначаются символами, относительно которых существует международное единство.

Номера групп элементов (от 1 до 8 в короткопериодном варианте периодической системы) четко установлены во всем мире. Кроме этого получило распространение использование деления групп на подгруппы **A** и **B**. Были предложены рекомендации, основанные на том, что если элементы в длинном периоде проявляют свою характеристическую валентность, то в подгруппах **A** под валентной будет восьмиэлектронная оболочка, а в подгруппах **B** – восемнадцатиэлектронная. Чтобы избежать путаницы, связанной с употреблением групп **A** и **B** существуют рекомендации, в которых одобрены групповые названия элементов, а также обозначение групп с 1 по 18.

Приняты следующие групповые названия элементов: актиноиды или актиноиды (Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr); щелочноземельные металлы (Ca, Sr, Ba, Ra); халькогены (O, S, Se, Te, Po); галогены (F, Cl, Br, I, At); лантаноиды или лантаниды (La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu); благородные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn); редкоземельные металлы (Sc, Y и лантаноиды).

Употребляется термин переходный элемент – это такой элемент, у атомов которых заполняется d-подоболочка предвнешней электронной оболочки.

В 1997 году на 35-ой сессии ИЮПАК были рекомендованы названия элементов с порядковыми номерами 101-109:

- 101 элемент – Mendeleevium (менделевий) –Md
- 102 элемент – Nobelium (нобелей) –No;
- 103 элемент – Lawrencium – (лоуренсий) – Lr;
- 104 элемент – Rutherfordium – (резерфордий) –Rf;
- 105 элемент – Dubnium – (дубний) – Db;
- 106 элемент – Seaborgium – (сиборгий) – Sg;
- 107 элемент – Bohrium – (борий) – Bh;
- 108 элемент – Hassium – (хассий) – Hs;
- 109 элемент – Meitnerium – (майтнерий) – Mt.

Следует отметить, что традиционное для нас название элемента 104 (курчатовий) было заменено на резерфордий (в честь английского физика Эрнеста Резерфорда)

Элемент 105 решили назвать дубнием, чтобы отметить вклад в разработку методов синтеза и получения ряда искусственных элементов Объединенного института ядерных исследований в г. Дубна (Россия).

Элемент 106 назван в честь американского радиохимика Гленн Сиборга, под руководством которого были синтезированы изотопы элементов с порядковыми номерами от 94 до 101.

Элемент 107 назван в честь датского физика Нильса Бора, одного из создателей основ квантовой физики и химии.

Название элемента 108 – хассий – латинизированное название Германии. Этим отмечена заслуга в его открытии лаборатории исследования тяжелых ионов в Дармштадте (ФРГ).

Элемент 109 назван в честь австрийского физика и радиохимика Лизе Мейтнер, которая открыла протактиний, предложила теорию строения ядер.

Качественный и количественный состав молекул веществ отражают химические формулы. Формулы дают самый простой и ясный метод описания неорганических соединений. Электроположительную составляющую (катион) в формулах помещают на первое место. Если в соединении содержится более одного катиона или аниона, то внутри каждого класса составляющих при написании формулы, по правилам ИЮПАК, соблюдают алфавитный порядок их символов.

В основу номенклатуры ИЮПАК неорганических веществ положены названия (или их производные) элементов, входящих в состав вещества. Для названия неорганических веществ основное значение имеют три системы: **простая номенклатура присоединения, координационная и заместительная**. Каждая система имеет свою логику и набор правил для составления химического названия. Каков бы ни был тип номенклатуры, названия формируются из следующих составных частей: корни названий элементов, числительные приставки, приставки замещения, суффиксы указывающие присутствие заряда, приставки, определяющие характер группы, суффиксы **ен, ин, де**, говорящие об удалении атома или группы атомов.

**Номенклатура присоединения** используется для названий бинарных соединений.

Бинарные соединения – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов двух элементов. В формулах бинарных соединений на первом месте всегда помещается элемент с меньшей электроотрицательностью. Если бинарное соединение состоит из атомов металла и атомов неметалла, то на первом месте всегда стоит металл (как более электроположительный элемент). Для составления формул бинарных соединений, состоящих из атомов неметаллов руководствуются международным рядом неметаллов, в котором неметаллы расположены в порядке увеличения их электроотрицательности с учетом сложившейся традиции:

**Rn, Xe, Kr, B, Si, C, As, P, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, N, O, F**

К бинарным соединениям относятся:

- гидриды (соединения с водородом);
- галиды (соединения с галогенами: фториды, хлориды, бромиды, иодиды, астатиды);
- оксиды (соединения с кислородом);
- сульфиды (соединения с серой);
- селениды (соединения с селеном);



- теллуриды (соединения с теллуром);
- нитриды (соединения с азотом);
- фосфи́ды (соединения с фосфором);
- арсениды (соединения с мышьяком);
- карби́ды (соединения с углеродом);
- силициды (соединения с кремнием);
- бориды (соединения с бором).

В номенклатуре присоединения состав бинарных соединений может быть описан последовательным перечислением названий элементов, групп или их производных, вместе с числительными приставками. Например, сначала называется катион в именительном падеже, а затем анион с суффиксом **-ид**:  $\text{SiS}_2$  – кремний дисульфид,  $\text{Li}_3\text{N}$  – литий нитрид,  $\text{K}_2\text{O}_2$  – дикалий диоксид.

В русском языке более привычен другой порядок слов: сначала анион в именительном падеже, затем катион в родительном падеже (дисульфид кремния, нитрид лития, диоксид дикалия). В настоящее время почти не употребляют числительные приставки перед катионной частью. Стехиометрические соотношения атомов в молекуле лучше выражать с помощью системы Штока или Эвенса-Бассета, которые также являются составной частью правил ИЮПАК.

По системе Штока степень окисления элемента указывается римской цифрой, которая ставится в круглых скобках сразу же после названия элемента. Обозначения Штока применяют как к катионам, так и к анионам ( $\text{FeCl}_2$  – хлорид железа (II),  $\text{MnO}_2$  – оксид марганца (IV)).

По системе Эвенса-Бассета заряд иона указывается арабскими цифрами со знаком заряда в круглых скобках сразу же после названия иона ( $\text{HgCl}_2$  – хлорид ртути (2+)).

Комиссия ИЮПАК справедливо считает, что можно применять некоторые, разумно сложившиеся и прочно вошедшие в употребление тривиальные названия, например, сода ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), поташ ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ), медный купорос ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), негашеная известь ( $\text{CaO}$ ). Однако следует отказаться от псевдонаучных устарелых названий типа сульфат магнезии ( $\text{MgSO}_4$ ), азотный ангидрид ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ), карбонат извести ( $\text{CaCO}_3$ ) и др.

**Координационная номенклатура** была разработана для неорганических координационных соединений. Первоначально термин «координационное соединение» относился к молекулам или ионам, содержащим атом А, к которому присоединяются другие атомы В или группы С в количестве, превышающем то, которое соответствует классической или стехиометрической валентности атома А. Однако, система номенклатуры, разработанная для соединений, охватываемых этим определением, оказалась применимой для более широкого класса соединений, для чего и было снято ограниче-

ние «в количестве превышающем...». Определение приняло вид: любое вещество, образованное присоединением одного или нескольких ионов и (или) молекул к одному или к большему числу ионов или атомов, может быть названо, согласно этой системе, координационным соединением. Атом, к которому присоединяются другие атомы или группы (лиганды), называют центральным или ядерным. Например, сульфат меди (II)  $\text{CuSO}_4$  можно назвать следующим образом: тетраоксосульфат (VI) меди (II).

**Заместительная номенклатура** широко применяется для органических соединений, но она употребляется и в неорганической химии, в частности для соединений, родственных гидридам, в которых водород заменен на радикал. Эта номенклатура более гибкая, чем номенклатура присоединения. Названия исходных гидридов определяют длину цепей, размер колец и т.д., а замещение атомов водорода на характеристические группы всех видов приводит к простым названиям для громадного числа соединений. Например  $(\text{CH}_3)_2\text{AsH}$  – диметиларсин,  $\text{F}_3\text{SiNH}_2$  – трифторосиланамин,  $\text{PCl}_5$  – пентахлорофосфоран.

Существование нескольких различных систем номенклатуры привело к альтернативным названиям для многих соединений. Такая гибкость весьма полезна в некоторых случаях, но излишнее число возможных альтернатив может затруднить понимание. Поэтому комиссия по номенклатуре неорганической химии поощряет использование координационной номенклатуры. Заместительная номенклатура признана и развивается для тех областей, где она наиболее целесообразна. Номенклатура присоединения считается полезной для обозначения состава не очень сложных соединений. Таким образом, одно и то же вещество можно называть по различным номенклатурам. Например:  $\text{SiCl}_4$  – кремний тетрахлорид (простая бинарная номенклатура); тетрахлорокремний (координационная); тетрахлоросилан (заместительная).

Ниже будут рассмотрены более детально оксиды, представляющие собой важнейший класс неорганических соединений.

Сложные соединения, состоящие из атомов трех и более элементов, объединяют в группу так называемых соединений – **атов**. К ним относятся кислоты, основания, амфотерные гидроксиды и соли.

Следует отметить, что рассмотренные принципы классификации и номенклатурные правила не позволяют в полной мере охватить все неорганические соединения. Сложность возникает при названии веществ макромолекулярного строения – полимеров. В последнее время большое внимание уделяется разработке номенклатурных правил по названию полимеров.

Наука о полимерах – одна из самых молодых химических наук (особенно химия неорганических полимеров). В круг задач комиссии ИЮПАК, как и национальных комиссий, входит создание терминологии и опреде-

лений, терминов; правил записи химических формул полимеров; номенклатуры полимеров (органических, элементоорганических и неорганических), классификации полимеров.

В 1974 г. был издан документ ИЮПАК «Основные определения терминов, относящихся к полимерам». В этом документе, прежде всего, был уточнен термин «полимер». Раньше в понятие «полимер» вкладывали понятие высокомолекулярного соединения. Изучение структур многих, особенно неорганических веществ, показало, что не все макромолекулярные вещества состоят из многократно повторяющихся атомов или групп атомов. **Полимером** следует считать вещество, характеризующееся многократным повторением одинаковых или разных атомов или групп атомов (составных звеньев), связанных друг с другом в количествах, достаточных для того, чтобы комплекс свойств не изменялся заметно при уменьшении или увеличении молекул на одно или небольшое число составных звеньев.

## УПРАЖНЕНИЯ ПО ТЕМЕ «ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

1. Назовите перечисленные ниже вещества, распределите их по классам неорганических соединений:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MgS}$ ,  $\text{BaI}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{MnO}_2$ .

2. Из каких перечисленных ниже веществ можно в одну стадию получить гидроксид (кислоту или основание): медь, оксид железа (II), оксид бария, оксид азота (II), оксид азота (V), оксид кремния, сульфат меди, хлорид калия, калий, карбонат магния.

3. Из приведенного перечня выпишите формулы веществ, относящихся к: 1) оксидам; 2) основаниям; 3) кислотам; 4) солям:

$\text{CO}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

4. Назовите вещества:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $(\text{AlOH})_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HI}$ . Укажите, к какому классу относится каждое вещество.

5. С какими из нижеприведенных веществ может вступать в реакцию:

1) оксид углерода (IV):  $\text{HCl}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ;

2) оксид магния:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ;

3) гидроксид железа (II):  $\text{KCl}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HNO}_3$ ;

4) хлороводород:  $\text{Zn}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}$ ,  $(\text{ZnOH})\text{Cl}$ .

6. Возможно ли взаимодействие между следующими веществами:

1) оксид углерода (IV) и гидроксид калия; 2) гидросульфат калия и гидроксид кальция;

3) фосфат кальция и серная кислота; 4) гидроксид кальция и оксид серы (IV);

5) серная кислота и гидроксид калия; 6) гидрокарбонат кальция и фосфорная кислота;

7) оксид кремния и серная кислота; 8) оксид цинка и оксид фосфора (V).

Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия, в которых они протекают. Если реакции могут приводить к различным веществам, то укажите, в чем состоит различие в условиях их проведения.

7. Приведите уравнения реакций получения следующих веществ: ортофосфат натрия (4 способа), сульфат калия (7 способов), гидроксид цинка.

8. Один из способов получения соды (карбоната натрия) заключается в действии воды и оксида углерода (IV) на алюминат натрия. Составьте уравнения реакций.

9. Не меняя коэффициентов, напишите продукты реакций:

1)  $\text{MgO} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  2)  $2\text{SO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$  3)  $3\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$

4)  $\text{P}_2\text{O}_5 + 4\text{NaOH} \rightarrow$  5)  $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} \rightarrow$  6)  $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} \rightarrow$

10. Составьте уравнения реакций для получения разных типов солей:

1)  $\text{SO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$  (средняя и кислая соли), 2)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow$  (средняя соль, основные соли), 3)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$  (средняя и кислая соли), 4)  $\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$  (средняя и основная соли), 5)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$  (основная соль, кислые соли).

11. Закончите уравнения реакций:

$\text{CaO} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$	$\text{CaHPO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{ZnS} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
$\text{AlOHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + \text{HCl}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow$	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
$\text{NO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$	$(\text{ZnOH})\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$(\text{FeOH})\text{Cl} + \text{NaHS} \rightarrow$	$\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{недост.})} \rightarrow$	$\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

12. Запишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

1)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

2)  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$

3)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$

4)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$

5)  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2$

6)  $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$

7)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$

8)  $\text{CuS} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$

9)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{HSO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

- 10) S → SO<sub>2</sub> → SO<sub>3</sub> → NaHSO<sub>4</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → BaSO<sub>4</sub>
- 11) Zn → ZnO → ZnCl<sub>2</sub> → Zn → Na<sub>2</sub>[Zn(OH)<sub>4</sub>]
- 12) Zn → ZnSO<sub>4</sub> → ZnCl<sub>2</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → Na<sub>2</sub>[Zn(OH)<sub>4</sub>] → Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- 13) Ca → CaCl<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> → Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- 14) Ca → Ca(OH)<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> → CaCl<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- 15) CuO → CuCl<sub>2</sub> → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CuO → CuSO<sub>4</sub> → Cu
- 16) CaO → Ca(OH)<sub>2</sub> → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Ca(NO<sub>2</sub>)<sub>2</sub> → HNO<sub>2</sub> → NaNO<sub>2</sub>
- 17) MgO → MgSO<sub>4</sub> → MgCl<sub>2</sub> → Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Mg(OH)<sub>2</sub> → MgO
- 18) SO<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> → KHSO<sub>3</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> → KHSO<sub>3</sub> → SO<sub>2</sub>
- 19) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> → Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> → Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> → CaHPO<sub>4</sub>
- 20) CO<sub>2</sub> → Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> → CaCl<sub>2</sub> → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CaSO<sub>4</sub>
- 21) PbO → Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → PbO → Na<sub>2</sub>PbO<sub>2</sub> → Pb(OH)<sub>2</sub> → PbCl<sub>2</sub>
- 22) ZnO → ZnSO<sub>4</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → K<sub>2</sub>[Zn(OH)<sub>4</sub>]
- 23) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → AlCl<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → NaAlO<sub>2</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → K[Al(OH)<sub>4</sub>]
- 24) ZnSO<sub>4</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → ZnCl<sub>2</sub> → Zn → ZnO → Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- 25) AlCl<sub>3</sub> → Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → NaAlO<sub>2</sub> → AlCl<sub>3</sub> → Al
- 26) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Pb(OH)<sub>2</sub> → PbO → Na<sub>2</sub>PbO<sub>2</sub> → Pb(OH)<sub>2</sub> → PbSO<sub>4</sub>
- 27) Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> → FeCl<sub>3</sub> → Fe(OH)<sub>3</sub> → FeOH(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- 28) K → KOH → KHSO<sub>4</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → KCl → KNO<sub>3</sub>
- 29) Cu(OH)<sub>2</sub> → CuOHNO<sub>3</sub> → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CuSO<sub>4</sub> → CuCl<sub>2</sub> → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- 30) CaCl<sub>2</sub> → Ca → Ca(OH)<sub>2</sub> → CaCl<sub>2</sub> → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CaSO<sub>4</sub>
- 31) Cu → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Cu(OH)<sub>2</sub> → CuSO<sub>4</sub> → Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> → AlCl<sub>3</sub>
- 32) Mg → MgSO<sub>4</sub> → MgCl<sub>2</sub> → MgOHCl → Mg(OH)<sub>2</sub> → MgOHNO<sub>3</sub>
- 33) CuSO<sub>4</sub> → CuCl<sub>2</sub> → ZnCl<sub>2</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub>
- 34) Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → NaAlO<sub>2</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → AlOHCl<sub>2</sub>
- 35) ZnSO<sub>4</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → ZnCl<sub>2</sub> → AlCl<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- 36) CuCl<sub>2</sub> → Cu(OH)<sub>2</sub> → CuSO<sub>4</sub> → ZnSO<sub>4</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub>
- 37) Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → FeOH(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Fe(OH)<sub>3</sub> → FeCl<sub>3</sub> → Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Fe
- 38) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → AlCl<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → NaAlO<sub>2</sub> → NaNO<sub>3</sub> → HNO<sub>3</sub>
- 39) Mg(OH)<sub>2</sub> → MgSO<sub>4</sub> → MgCl<sub>2</sub> → Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Mg(OH)<sub>2</sub> → MgO
- 40) сульфат алюминия → хлорид алюминия → нитрат алюминия → оксид алюминия → алюминат калия → гидроксид алюминия → гидроксохлорид алюминия → хлорид алюминия.
- 41) Na → NaOH → Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → NaNO<sub>3</sub> → HNO<sub>3</sub> → N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- 42) BaCO<sub>3</sub> → Ba(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → BaCO<sub>3</sub> → (BaOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → BaO → BaSO<sub>4</sub>
- 43) Cu → CuSO<sub>4</sub> → (CuOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → Cu(OH)<sub>2</sub> → Cu(HSO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> → CuSO<sub>4</sub>
- 44) барий → гидроксид бария → гидрокарбонат бария → хлорид бария → карбонат бария → хлорид бария → гидроксид бария
- 45) P → P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> → CaHPO<sub>4</sub> → Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>
- 46) Cr → CrO → Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → NaCrO<sub>2</sub> → CrCl<sub>3</sub> → Cr(OH)<sub>3</sub> → Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → Cr
- 47) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → CrCl<sub>3</sub> → Cr(OH)<sub>3</sub> → Na<sub>3</sub>[Cr(OH)<sub>6</sub>] → Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> → CrCl<sub>3</sub>
- 48) K → KOH → KCl → KOH → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → KNO<sub>3</sub> → KNO<sub>2</sub>
- 49) S → FeS → H<sub>2</sub>S → SO<sub>2</sub> → S → ZnS → ZnO → ZnCl<sub>2</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → K<sub>2</sub>[Zn(OH)<sub>4</sub>]
- 50) C → CO<sub>2</sub> → CO → CO<sub>2</sub> → Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> → CaCl<sub>2</sub>
- 51) C → CO<sub>2</sub> → NaHCO<sub>3</sub> → Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → CO<sub>2</sub>
- 52) S → SO<sub>2</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> → KHSO<sub>3</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>
- 53) Cu → Cu(OH)<sub>2</sub> → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → CuO → Cu
- 54) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → CaHPO<sub>4</sub> → Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> → Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>
- 55) Fe → FeCl<sub>2</sub> → Fe(OH)<sub>2</sub> → FeSO<sub>4</sub> → Fe
- 56) Zn → ZnO → Zn(OH)<sub>2</sub> → Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → ZnO
- 57) CuS → SO<sub>2</sub> → KHSO<sub>3</sub> → CaSO<sub>3</sub> → SO<sub>2</sub>
- 58) SO<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → CuSO<sub>4</sub> → CuO → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- 59) KHSO<sub>3</sub> → CaSO<sub>3</sub> → Ca(HSO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → SO<sub>2</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 60) SO<sub>2</sub> → CaSO<sub>3</sub> → SO<sub>2</sub> → NaHSO<sub>3</sub> → SO<sub>2</sub>
- 61) NaHCO<sub>3</sub> → Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → NaCl → NaHSO<sub>4</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 62) K → KOH → KCl → KNO<sub>3</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → KCl
- 63) NaCl → Na → NaOH → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → NaCl
- 64) Al → AlCl<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub>
- 65) CuO → Cu → CuCl<sub>2</sub> → CuSO<sub>4</sub> → CuS
- 66) Fe → FeSO<sub>4</sub> → Fe(OH)<sub>2</sub> → Fe → Fe(OH)<sub>3</sub>

- 67)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}$   
68)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}$   
69)  $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$   
70)  $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$   
71)  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$   
72)  $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$   
73)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2$   
74)  $\text{FeS} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$   
75)  $\text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH}$   
76)  $\text{CuS} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$   
77)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$   
78)  $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuS}$   
79)  $\text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH}$   
80)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$   
81)  $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3$   
82)  $\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \rightarrow \text{SO}_2$   
83)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   
84)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2$   
85)  $\text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$   
86)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$   
87)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$   
88)  $\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2$   
89)  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$   
90)  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$   
91)  $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$   
92)  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$   
93)  $\text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$   
94)  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH}$   
95)  $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$   
96)  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_4$   
97)  $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$   
98)  $\text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}$   
99)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$   
100)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$   
101)  $\text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2$   
102)  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2$   
103)  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO}$   
104)  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuO}$   
105)  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$   
106)  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$   
107)  $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$   
108)  $\text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$   
109)  $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$   
110)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$   
111)  $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   
112)  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4$   
113)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$   
114)  $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$   
115)  $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$   
116)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$   
117)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$   
118)  $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$   
119)  $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2$   
120)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$   
121)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$   
122)  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$   
123)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$   
124)  $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2$   
125)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

## ОСНОВАНИЯ

**Основания** – сложные вещества, состоящие из атомов металла, соединенных с одной или несколькими гидроксильными группами OH.

С точки зрения теории электролитической диссоциации основания – это электролиты, диссоциирующие в водном растворе или расплаве с образованием отрицательных ионов одного типа –  $\text{OH}^-$   $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$ .

Основания характеризуются кислотностью, которая определяется числом групп OH, участвующих в химических реакциях. По кислотности основания делят на однокислотные (KOH, LiOH) и многокислотные ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ). Однокислотные основания диссоциируют в одну ступень, двух- и более кислотные основания диссоциируют ступенчато.  $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$ ,  $\text{CaOH}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$ .

Многокислотные основания в химических реакциях могут выступать и как однокислотные:  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} = \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ .

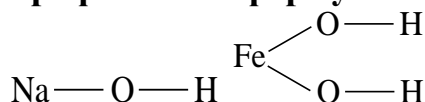
**Названия оснований** образуются с помощью слова гидроксид и названия металла в родительном падеже: NaOH – гидроксид натрия,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гидроксид кальция. Если металл проявляет в своих соединениях переменную степень окисления, то по системе Штока после названия металла указывается его степень окисления римской цифрой в скобках. Например,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  – гидроксид висмута (III).

По растворимости в воде основания делят на растворимые в воде основания – щелочи (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ra}(\text{OH})_2$ ) и труднорастворимые в воде (все остальные).

Следует отметить соединение  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  – гидрат аммиака, которое в водном растворе проявляет некоторые свойства оснований. Ранее это соединение записывали как  $\text{NH}_4\text{OH}$  и называли «гидроксид аммония».

**Физические свойства.** Все основания при обычных условиях твердые вещества, имеют разную окраску. Основания щелочных и щелочноземельных металлов растворимы в воде (щелочи), остальные труднорастворимы в воде. Растворы щелочей мылкие на ощупь.

### Графические формулы оснований:

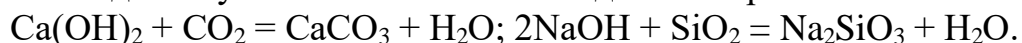


### Химические свойства.

1. Растворы оснований изменяют окраску индикаторов: – лакмус в щелочной среде синий; – метилоранж в щелочной среде желтый; – фенолфталеин в щелочной среде малиновый.

2. Основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):  $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

3. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды:

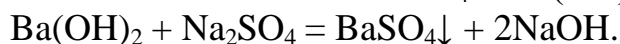


4. Расплавы и растворы щелочей взаимодействуют с амфотерными оксидами:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{ZnO} = t \text{CaZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (в расплаве);  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  (в растворе).

5. Расплавы и растворы щелочей реагируют с амфотерными гидроксидами:

$3\text{NaOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3 = t \text{Na}_3\text{CrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$  (в расплаве);  $\text{NaOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3 = t \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (в расплаве);  $3\text{NaOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3 = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$  (в растворе);  $\text{NaOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$  (в растворе).

6. Щелочи взаимодействуют с растворами солей, если выполняется одно из условий протекания реакций ионного обмена:  $2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ ;

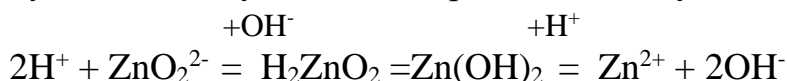


7. Расплавы и растворы щелочей взаимодействуют с металлами, соединения которых амфотерны:  $\text{Zn} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$  (в расплаве);  $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$  (в растворе).

8. Основания при нагревании разлагаются (основания щелочных металлов, кроме  $\text{LiOH}$ , плавятся без разложения):  $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{t CuO} + \text{H}_2\text{O}$ ;  $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{t Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ .

С точки зрения теории электролитической диссоциации все общие свойства растворов щелочей обусловлены наличием гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

Особое место занимают **амфотерные гидроксиды** – это электролиты, которые в зависимости от условий могут диссоциировать по двум типам: основному и кислотному:



кислотный тип диссоциации в щелочной среде      основной тип диссоциации в кислой среде

Амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами с образованием солей.

1. При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды проявляют основные свойства:  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

2. При взаимодействии с растворами и расплавами щелочей проявляют кислотные свойства:  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (в расплаве);

цинкат натрия или диоксоцинкат натрия

$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  (в растворе).

тетрагидроксоцинкат натрия

#### **Получение оснований:**

1. Получение щелочей: а) взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ ;  $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ .

б) взаимодействие оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ ;  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ .

2. Нерастворимые в воде основания получают взаимодействием щелочей с растворами солей:  $2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$ ;  $2\text{NaOH} + \text{FeCl}_2 = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ .

#### **УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ТЕМЕ «ОСНОВАНИЯ»**

1. Классифицируйте следующие основания по кислотности:  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_3$ ,  $\text{TiOH}$ .

2. Напишите названия и графические формулы следующих оснований: 1)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , 2)  $\text{KOH}$ , 3)  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ , 4)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , 5)  $\text{Hg}(\text{OH})_2$ , 6)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , 7)  $\text{Pt}(\text{OH})_2$ , 8)  $\text{Mn}(\text{OH})_3$ .

3. Среди следующих соединений найдите основания и назовите их:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{MgOHNO}_3$ ,  $\text{Hg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{Ra}(\text{OH})_2$ .

4. Напишите формулы следующих амфотерных гидроксидов в форме кислот и определите валентность кислотных остатков в этих кислотах:  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sb}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ .

5. С какими из перечисленных веществ взаимодействуют щелочи: оксид азота (V), барий, серная кислота, оксид кальция? Напишите соответствующие уравнения реакций.



6. С какими из следующих веществ будет реагировать гидроксид калия: NaCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Zn, ZnO, KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

7. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие вещества: Ba(OH)<sub>2</sub> и HCl; NaCl и NaOH; H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и Ca(OH)<sub>2</sub>; AlCl<sub>3</sub> и NaOH; Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> и Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?

8. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства гидроксида хрома (III).

9. С какими из следующих веществ реагирует гидроксид цинка: KCl, HNO<sub>3</sub>, KOH, KNO<sub>3</sub>, Al, H<sub>2</sub>O? Напишите уравнения соответствующих реакций.

10. С какими из веществ может взаимодействовать гидроксид бериллия, обладающий амфотерными свойствами: серная кислота, сульфат натрия, гидроксид натрия, соляная кислота, гидроксид кальция, оксид кальция, нитрат калия, углекислый газ?

11. Гидроксиды алюминия и магния получают при взаимодействии их солей со щелочами. Объясните почему: 1) при получении гидроксида алюминия нельзя брать избыток щелочи; 2) это условие необязательно при получении гидроксида магния?

12. Составьте уравнения реакций растворения гидроксида хрома (III) Cr(OH)<sub>3</sub> в растворах: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaOH. Сколько граммов Na[Cr(OH)<sub>4</sub>] образуется, если в реакцию вступает 32 г гидроксида натрия?

13. Составьте уравнения реакций между соответствующими кислотами и гидроксидами, приводящими к образованию следующих солей: FeOHSO<sub>4</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

14. Какие из перечисленных газов можно сушить с помощью NaOH: N<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, CO, CO<sub>2</sub>? Ответ мотивируйте.

15. Запишите уравнения практически осуществимых реакций с участием оснований: 1)

KOH + CaO → 2) KOH + Ba(OH)<sub>2</sub> → 3) KOH + CuCl<sub>2</sub> → 4) KOH + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> →

5) KOH + P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → 6) Cu(OH)<sub>2</sub> + KCl → 7) Ca(OH)<sub>2</sub> + FeCl<sub>2</sub> → 8) Ba(OH)<sub>2</sub> + Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> →

9) Cu(OH)<sub>2</sub> + HCl → 10) Fe(OH)<sub>2</sub> + HCl → 11) NaOH<sub>(конт.)</sub> + Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2(конт.)</sub> → 12) Mg(OH)<sub>2</sub> +

CuSO<sub>4</sub> → 13) KOH + SO<sub>2</sub> → 14) NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O + KNO<sub>3</sub> → 15) NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O + HCl →

16) NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 17) KOH + NO → 18) Fe(OH)<sub>2</sub> + KOH → 19) KOH + N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> →

20) Cu(OH)<sub>2</sub> + Ba(OH)<sub>2</sub> → 21) Be(OH)<sub>2</sub> + HNO<sub>3</sub> → 22) NaOH + Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> →

23) NaOH + MgCl<sub>2</sub> → 24) NaOH + K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 25) NaOH + FeCl<sub>3</sub> →

26) Ba(OH)<sub>2</sub> + N<sub>2</sub>O → 27) NH<sub>4</sub>Cl + NaOH → 28) NaOH + H<sub>2</sub>O →

29) Al + NaOH + H<sub>2</sub>O → 30) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + Mg(OH)<sub>2</sub> → 31) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + NaOH → t

32) Zn(OH)<sub>2</sub> + KOH<sub>(р-р)</sub> → 33) Be(OH)<sub>2</sub> + Cu(OH)<sub>2</sub> → 34) Al(OH)<sub>3</sub> + NaOH → t

35) RbOH + Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → 36) Ba(OH)<sub>2</sub> + BeO → t 37) Zn(OH)<sub>2</sub> + MnO<sub>2</sub> →

38) Al(OH)<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → электролиз 39) NaOH → расплава электролиз 40) NaOH + H<sub>2</sub>O →

16. Осуществите превращения по схемам:

1) Cu → CuO → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → Cu(OH)<sub>2</sub> → CuO → CuCl<sub>2</sub> → Cu(OH)<sub>2</sub>

2) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → FeCl<sub>3</sub> → Fe(OH)<sub>3</sub> → Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → Fe

3) Mg → Mg(OH)<sub>2</sub> → MgO → MgCl<sub>2</sub> → Mg(OH)<sub>2</sub>

4) Zn → ZnO → ZnSO<sub>4</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → ZnO → Zn → ZnCl<sub>2</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → K<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → Na<sub>2</sub>[Zn(OH)<sub>4</sub>] → Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → ZnO.

5) Fe → FeCl<sub>3</sub> → Fe(OH)<sub>3</sub> → FeCl<sub>3</sub> → Fe

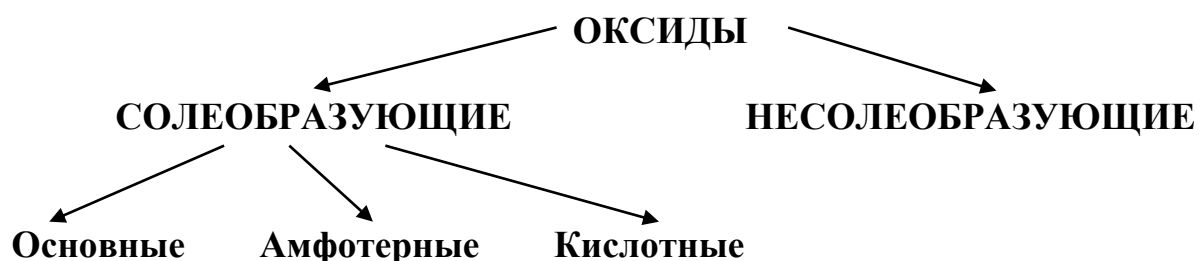
↓

NaFeO<sub>2</sub>

6) Al → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → KAlO<sub>2</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

## ОКСИДЫ

**Оксиды** – это бинарные соединения атомов металлов или неметаллов с атомами кислорода. При названии оксидов (как и всех бинарных соединений) в анионной части используют суффикс **-ид**. Для указания стехиометрических соотношений предлагаются два варианта: либо использовать приставки, образованные от греческих числительных, либо указывать степень окисления окисления римскими цифрами (система Штока). Например:  $N_2O$  – оксид диазота или оксид азота (I);  $NO$  – монооксид азота или оксид азота (II);  $NO_2$  – диоксид азота или оксид азота (IV);  $N_2O_5$  – пентаоксид диазота или оксид азота (V). Из приведенных примеров видно, что с использованием греческих числительных название звучит крайне непривычно, поэтому вместо пентаоксид диазота и тому подобных, вероятно, лучше пользоваться названиями по системе Штока. Классификацию оксидов можно представить в виде схемы:



**Несолеобразующие оксиды** – это оксиды, которые не взаимодействуют ни с основаниями, ни с кислотами и поэтому не образуют солей. К ним относятся:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $SiO$ ,  $CO$  ( $CO$  с расплавами щелочей образует соли муравьиной кислоты – формиаты). Такие оксиды не имеют гидратов (водных соединений).

**Солеобразующие оксиды** – это оксиды, которые при взаимодействии с кислотами или основаниями (или с теми и другими) образуют соли. Таким оксидам в качестве гидратов соответствуют основания, кислоты или амфотерные гидроксиды.

### ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ

**Основные оксиды** – это оксиды, которым в качестве гидратов (водных соединений) соответствуют основания, а при взаимодействии с кислотами они образуют соли. К ним относятся только оксиды металлов:  $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $Rb_2O$ ,  $Cs_2O$ ,  $Fr_2O$ ,  $MgO$ ,  $CaO$ ,  $SrO$ ,  $BaO$ ,  $RaO$ ,  $Cu_2O$ ,  $Ag_2O$ ,  $In_2O$ ,  $PbO$ ,  $Sc_2O_3$ ,  $La_2O_3$ ,  $TiO$ ,  $HfO$ ,  $CrO$ ,  $MnO$ ,  $FeO$ ,  $CoO$ ,  $NiO$  и др. **Физические свойства.** Основные оксиды при обычных условиях твердые кристаллические вещества преимущественно с ионной кристаллической решеткой. Имеют разную окраску. Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов растворимы в воде.

#### Химические свойства.

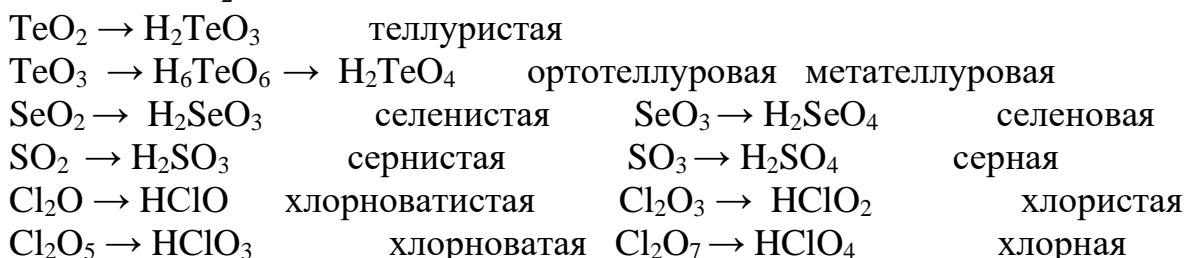
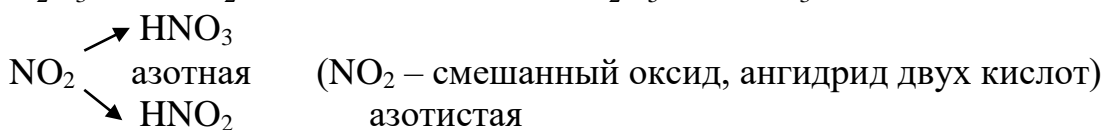
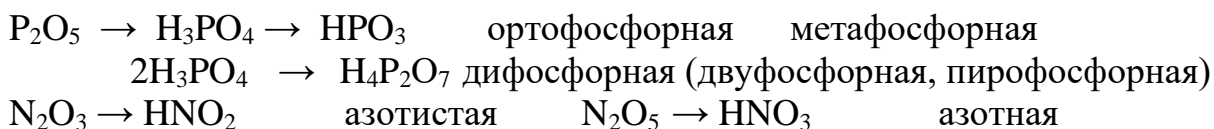
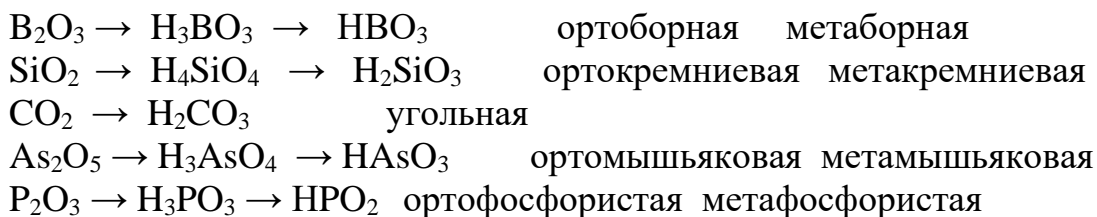
- Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочей:  $Na_2O + H_2O = 2NaOH$ ;  $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ .
- Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:  
 $FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O$ ;  $3K_2O + 2H_3PO_4 = 2K_3PO_4 + 3H_2O$ .
- Взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соль:  
 $MgO + SO_2 = MgSO_3$ ;  $Sc_2O_3 + 3CO_2 = Sc_2(CO_3)_3$ .
- Взаимодействуют с амфотерными оксидами, образуя соль:  
 $ZnO + Na_2O = Na_2ZnO_2$  (в расплаве);  $ZnO + CaO = CaZnO_2$  (в расплаве).

### КИСЛОТНЫЕ ОКСИДЫ

**Кислотные оксиды** – это оксиды, которым в качестве гидратов соответствуют кислоты, а при взаимодействии с основаниями они образуют соли. Кислотные оксиды делят на оксиды неметаллов и оксиды металлов.

**Кислотные оксиды неметаллов и соответствующие им кислоты:**

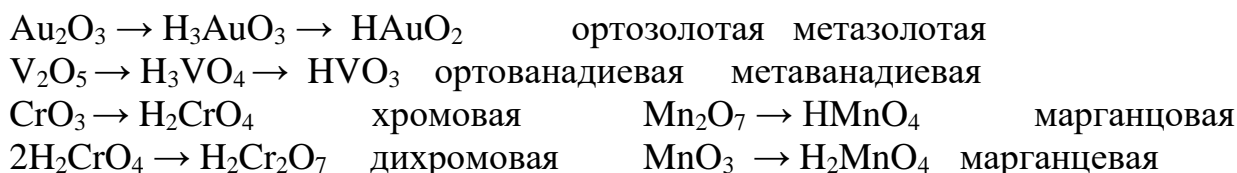
– H<sub>2</sub>O



Для всех галогенов (кроме фтора) формы оксидов и кислот аналогичны таковым хлора. Фтор более электроотрицателен, чем кислород, поэтому образует с кислородом фториды **O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>**, **OF<sub>2</sub>**, в которых атомы кислорода поляризуются положительно.

**Кислотные оксиды металлов и соответствующие им кислоты:**

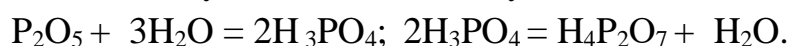
– H<sub>2</sub>O



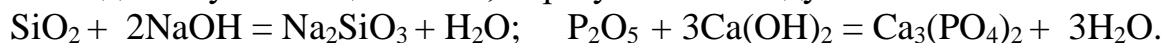
**Физические свойства.** При обычных условиях кислотные оксиды обладают разнообразными свойствами: они могут быть газами (CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O), кристаллическими веществами с атомной кристаллической решеткой (SiO<sub>2</sub>, CrO<sub>3</sub>) или с молекулярной кристаллической решеткой (P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>). Имеют разную окраску, температуры плавления и кипения изменяются в широком диапазоне. Большинство кислотных оксидов хорошо растворимы в воде. Труднорастворимым является оксид кремния (IV) SiO<sub>2</sub>, который является составной частью кварцевого песка.

**Химические свойства.**

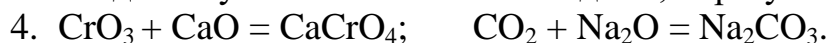
1. Взаимодействуют с водой образуя соответствующие кислоты:



2. Взаимодействуют со щелочами, образуя соль и воду:



3. Взаимодействуют с основными оксидами, образуя соль:



5. Взаимодействуют с амфотерными оксидами, образуя соль:



5. Взаимодействуют с солями, если в результате реакции выделяется газообразный оксид:  $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ ;  $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2$ .

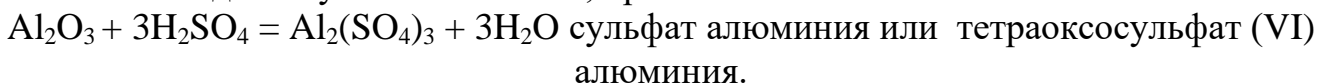
### АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ

**Амфотерные оксиды** – это оксиды, которым в качестве гидратов соответствуют амфотерные гидроксиды. Они образуют соли при взаимодействии и с кислотами, и с основаниями. К ним относятся:  $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{GeO}$ ,  $\text{GeO}_2$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{V}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и др.

**Физические свойства.** Все амфотерные оксиды при обычных условиях твердые вещества, имеют разную окраску, нерастворимы в воде.

**Химические свойства.** Амфотерность доказывается взаимодействием с кислотами и кислотными оксидами (основные свойства), с основаниями и основными оксидами (кислотные свойства).

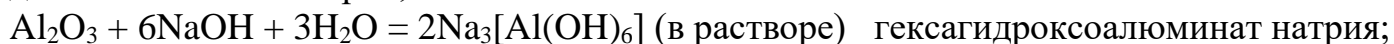
1. Взаимодействуют с кислотами, проявляя основные свойства:



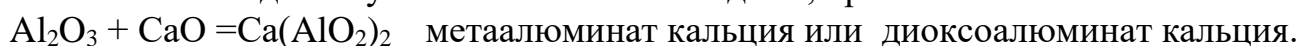
2. Взаимодействуют с кислотными оксидами, проявляя основные свойства:



3. Взаимодействуют с расплавами и растворами щелочей, проявляя кислотные свойства:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (в расплаве) метаалюминат натрия или диоксоалюминат натрия;



4. Взаимодействуют с основными оксидами, проявляя кислотные свойства:

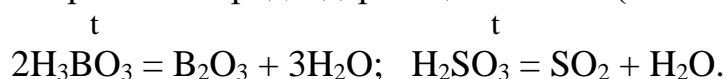


### ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

1. Взаимодействие простых веществ металлов и неметаллов с кислородом:



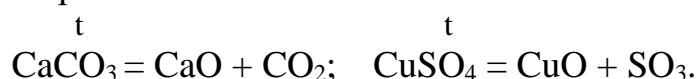
2. Разложение некоторых кислородсодержащих кислот (оксикислот):



3. Разложение нерастворимых оснований:



4. Разложение некоторых солей:



Существуют бинарные соединения атомов элементов с атомами кислорода, которые по своим свойствам не относятся к классу оксидов. Это пероксиды, надпероксиды и озониды. Характерной особенностью строения пероксидов и надпероксидов является наличие в их структуре двух связанных между собой атомов кислорода (кислородный мостик)  $-\text{O}-\text{O}-$ . Например,  $\text{H}_2\text{O}_2$  – пероксид водорода,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  – пероксид натрия,  $\text{CaO}_2$  – пероксид кальция,  $\text{KO}_2$  – надпероксид калия.

## УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ТЕМЕ «ОКСИДЫ»

1. Напишите уравнения реакций всех возможных способов получения оксида хрома (III), оксида углерода (IV), оксида кальция.
2. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид углерода (IV): MgO, NaCl, AgNO<sub>3</sub>, NaOH, ZnO? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид цинка: SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CaO, Ba(OH)<sub>2</sub>, CaCO<sub>3</sub>, BaSO<sub>4</sub>? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид бария: Al, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, S, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид азота (V): KOH, Al, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O? Напишите уравнения этих реакций.
6. Назовите следующие оксиды: Na<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, CO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SnO<sub>2</sub>, CuO, SeO<sub>3</sub>.
7. Приведите примеры гидратирующихся оксидов. Приведите примеры негидратирующихся оксидов.
8. Составьте уравнения реакций взаимодействия следующих оксидов. Назовите тип химической связи в каждом из оксидов. 1) оксида кремния (IV) с оксидом железа (II); 2) оксида меди (II) с оксидом серы (IV); 3) оксида азота (V) с оксидом кальция; 4) оксида фосфора (V) с оксидом натрия; 5) оксида магния с оксидом серы (IV); 6) оксида азота (III) с оксидом бария.
9. Закончите уравнения следующих реакций: KOH + SO<sub>3</sub> → ... Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → ...  
LiOH + Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> → ... Ca(OH)<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> → ... Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + HNO<sub>3</sub> → ... CaO + H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → ...
10. Из каких веществ, которые перечислены ниже, можно в одну стадию получить оксид (кроме воды): сера, хлорид натрия, натрий, карбонат кальция, гидроксид кальция, этан, гидроксид калия, серная кислота, литий, кремниевая кислота, фосфин?
11. Какие из перечисленных ниже оксидов реагируют между собой: оксид кальция, угарный газ, оксид фосфора (V), углекислый газ, оксид серы (VI), оксид азота (I), оксид калия?
12. Какие из приведенных оксидов будут реагировать с гидроксидом натрия: CaO, CO<sub>2</sub>, CO, ZnO, MgO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>? Запишите уравнения соответствующих реакций.
13. С какими из оксидов реагирует HCl: Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, BaO, ZnO, Cl<sub>2</sub>O, Li<sub>2</sub>O? Запишите уравнения соответствующих реакций.
14. Расположите оксиды MnO<sub>2</sub>, MnO, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, MnO<sub>3</sub> в порядке возрастания их кислотных свойств. Приведите уравнения реакций, характеризующих характер каждого из оксидов.
15. Составьте формулы оксидов для элементов III периода периодической системы и определите, какими кислотно-основными свойствами они обладают.
16. Напишите формулы оксидов для всех возможных степеней окисления хлора и серы. Дайте им названия. Приведите уравнения реакций их взаимодействия с гидроксидом бария.
17. Какие из следующих соединений будут реагировать с оксидом фосфора (V): H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CaO, Cl<sub>2</sub>O, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub>? Напишите уравнения соответствующих реакций.
18. Напишите формулы гидратов, которым соответствуют следующие оксиды: BeO, CaO, WO<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O, SiO<sub>2</sub>, CrO<sub>3</sub>.
19. Закончите уравнения реакций: NaOH + Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → ... KOH + SeO<sub>3</sub> → ... BaO + Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> → ...  
Ca(OH)<sub>2</sub> + N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → ... NaOH + SeO<sub>2</sub> → ... CrO<sub>3</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> → ... CaO + As<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → ... Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + NaOH → ...

20. Напишите уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства SnO и Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

21. Напишите молекулярные формулы оксидов, соответствующих гидроксидам:

1) Zn(OH)<sub>2</sub>, HNO<sub>2</sub>, HClO<sub>4</sub>; 2) Ba(OH)<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HMnO<sub>4</sub>; 3) Al(OH)<sub>3</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>; 4) Be(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>; 5) H<sub>6</sub>TeO<sub>6</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HAsO<sub>2</sub>; 6) Ba(OH)<sub>2</sub>, HPO<sub>3</sub>, H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; 7) KOH, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HAsO<sub>2</sub>; 8) HClO, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub>; 9) CuOH, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>; 10) HClO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HCrO<sub>2</sub>.

22. Для гидроксидов, формулы которых приведены ниже, составьте формулы соответствующих оксидов (учтите, что степень окисления гидроксидообразующего элемента в оксиде и гидроксиде одинакова): H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HClO, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>V<sub>3</sub>O<sub>9</sub>, H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HPO<sub>3</sub>, H<sub>6</sub>TeO<sub>6</sub>, H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, H<sub>2</sub>S<sub>3</sub>O<sub>10</sub>, Mn(OH)<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>.

23. Приведены названия оксидов: оксид кремния (IV), оксид алюминия, оксид хлора (I), оксид бария, оксид марганца (II), оксид хрома (III), оксид железа (II), оксид хрома (VI), оксид марганца (IV), оксид натрия, оксид хлора (III), оксид серы (VI), оксид углерода (II), оксид азота (I), оксид кремния (II), оксид кальция, оксид фосфора (V), оксид азота (III), оксид железа (III), оксид азота (II), оксид стронция, оксид серы (IV), оксид лития, оксид фосфора (III).

Выпишите отдельно формулы: 1) основных оксидов, 2) кислотных оксидов, 3) амфотерных оксидов, 4) солеобразующих оксидов, 5) несолеобразующих оксидов; 6) растворимых в воде оксидов, 7) нерастворимых в воде оксидов.

25. Осуществите превращения по схемам:

1) Cu → CuO → CuCl<sub>2</sub> 2) Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>  
3) Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Al(OH)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → AlCl<sub>3</sub> 4) CaCO<sub>3</sub> → CaO → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>  
5) C → CO<sub>2</sub> → CaCO<sub>3</sub> → CO<sub>2</sub> → CO 6) HNO<sub>3</sub> → N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>  
7) SO<sub>2</sub> → SO<sub>3</sub> → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → SO<sub>3</sub> 8) S → SO<sub>2</sub> → BaSO<sub>3</sub> → SO<sub>2</sub>

26. Составьте уравнения практически осуществимых реакций (25°C) с участием оксидов, укажите условия их протекания (если это необходимо):

1) BeO + H<sub>2</sub>O → 2) CaO + H<sub>2</sub>O → 3) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → 4) K<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O →  
5) SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → 6) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → 7) CrO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → 8) Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> + H<sub>2</sub>O →  
9) N<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O → 10) CO + H<sub>2</sub>O → 11) FeO + H<sub>2</sub>O → 12) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O →  
13) Cl<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O → 14) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> + H<sub>2</sub>O → 15) NO + H<sub>2</sub>O → 16) CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O →  
17) P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → 18) Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → 19) SiO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → 20) ZnO + H<sub>2</sub>O →  
21) SO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → 22) NO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → 23) BaO + H<sub>2</sub>O → 24) CaO + SO<sub>3</sub> →  
25) CaO + K<sub>2</sub>O → 26) CaO + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 27) CaO + KOH → 28) CaO + N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> →  
29) CuO + HCl → 30) BaO + K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 31) CuO + HCl → 32) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + CaO →  
33) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> → 34) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + HCl → 35) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + KOH → 36) SO<sub>3</sub> + HNO<sub>3</sub> →  
37) SO<sub>2</sub> + CaO → 38) FeO + HCl → 39) Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> + CaO → 40) Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> + KOH →  
41) CO + CaO → 42) NO + K<sub>2</sub>O → 43) Na<sub>2</sub>O + Mg(OH)<sub>2</sub> → 44) CaO + HNO<sub>3</sub> →  
45) N<sub>2</sub>O + Ca(OH)<sub>2</sub> → 46) BeO + K<sub>2</sub>O → 47) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + HNO<sub>3</sub> → 48) ZnO + CuO →  
49) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + Fe(OH)<sub>2</sub> → 50) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + NaOH + H<sub>2</sub>O →

## РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

1. При пропускании избытка сероводорода через 16 г раствора сульфата меди (II) получено 1,92 г осадка. Найдите массовую долю сульфата меди в использованном растворе и объем израсходованного сероводорода.

2. Для полного осаждения меди в виде сульфида из 291 см<sup>3</sup> раствора сульфата меди (II) с массовой долей 10% был использован газ, полученный взаимодействием 17,6 г сульфида железа (II) с избытком соляной кислоты. Найдите плотность исходного раствора сульфата меди.

3. Газ, выделенный при взаимодействии раствора K<sub>2</sub>S с разбавленной серной кислотой, пропущен через избыток раствора нитрата свинца (II). Полученный осадок имеет массу 71,7 г. Найдите объем прореагировавшего раствора серной кислоты, если его плотность 1,176 г/см<sup>3</sup>, а массовая доля 25%.

4. К раствору, содержащему 8 г сульфата меди (II), прибавили раствор, содержащий 4,68 г сульфида натрия. Осадок отфильтровали, фильтрат выпарили. Определите массы веществ в фильтрате после выпаривания и массу осадка сульфида меди.

5. Некоторую массу сульфида железа (II) обработали избытком соляной кислоты. Полученный газ в реакции с 12,5 см<sup>3</sup> раствора NaOH с массовой долей 25% и плотностью 1,28 г/см<sup>3</sup> образовал кислую соль. Найдите массу исходного сульфида железа.

6. Сульфид железа (II) массой 176 г обработали избытком соляной кислоты, а полученный газ сожгли в избытке воздуха. Какой объем раствора KOH с массовой долей 40% и плотностью 1,4 г/см<sup>3</sup> нужен для полной нейтрализации полученного при сжигании газа?

7. При обжиге 100 г технического пирита получили газ, которым полностью нейтрализовали 400 см<sup>3</sup> раствора NaOH с массовой долей 25% и плотностью 1,28 г/см<sup>3</sup>. Определите массовую долю примесей в пирите.

8. К 2 г смеси железа, оксида железа (II) и оксида железа (III) добавили 16 см<sup>3</sup> раствора HCl с массовой долей 20% и плотностью 1,09 г/см<sup>3</sup>. Для нейтрализации избытка кислоты потребовалось 10,8 см<sup>3</sup> раствора NaOH с массовой долей 10% плотностью 1,05 г/см<sup>3</sup>. Найдите массы веществ в смеси, если объем выделившегося водорода равен 224 см<sup>3</sup> (н.у.).

9. Имеется смесь Ca(OH)<sub>2</sub>, CaCO<sub>3</sub> и BaSO<sub>4</sub> массой 10,5 г. При обработке смеси избытком соляной кислоты выделилось 672 см<sup>3</sup> (н.у.) газа, а в реакцию вступило 71,2 г кислоты с массовой долей 10%. Определите массы веществ в смеси.

10. Имеется смесь хлорида бария, карбоната кальция и гидрокарбоната натрия. При растворении 10 г этой смеси в воде нерастворимый остаток равен 3,5 г. При прокаливании 20 г исходной смеси масса ее уменьшается на 5,2 г. Найдите массовые доли веществ в исходной смеси.

11. Имеется раствор, содержащий одновременно серную и азотную кислоты. Для полной нейтрализации 10 г этого раствора расходуется 12,5 см<sup>3</sup> раствора КОН с массовой долей 19% и плотностью 1,18 г/см<sup>3</sup>. При добавлении к 20 г этой же смеси раствора кислот избытка хлорида бария выпадает 4,66 г осадка. Найдите массовые доли кислот в смеси.

12. Весь хлороводород, полученный из 100 г смеси KCl и KNO<sub>3</sub>, растворили в 71,8 см<sup>3</sup> воды. При прокаливании 100 г этой же смеси солей остается 93,6 г твердого остатка. Найдите массовую долю хлороводорода в воде.

13. При пропускании 2 м<sup>3</sup> воздуха (н.у.) через раствор Ca(OH)<sub>2</sub> получено 3 г осадка соли угольной кислоты. Найдите объемную и массовую доли CO<sub>2</sub> в воздухе.

14. Углекислый газ пропускают через суспензию, содержащую 50 г CaCO<sub>3</sub>. В реакцию вступило 8,96 дм<sup>3</sup> газа (н.у.). Какая масса CaCO<sub>3</sub> осталась в твердой фазе?

15. При добавлении воды к CaO его масса возросла на 30%. Какая часть CaO (в % по массе) была погашена?

16. Оксид свинца (II) массой 18,47 г нагрели в токе водорода. После реакции масса полученного свинца и непрореагировавшего оксида составила 18,07 г. Какая масса оксида свинца не вступила в реакцию?

17. Угарный газ пропущен через оксид железа (III) при нагревании. Масса твердого остатка после реакции на 2 г меньше исходной массы оксида железа. Какой объем CO вступил в реакцию (оксид восстанавливается полностью)?

18. Имеется 8,96 дм<sup>3</sup> (н.у.) смеси N<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub> и SO<sub>2</sub> с относительной плотностью по водороду 25. После ее пропускания через избыток раствора КОН объем смеси уменьшился в 4 раза. Найдите объемы газов в исходной смеси.

19. В двух стаканах находится по 100 г раствора HCl с массовой долей 2,5%. В один стакан добавили 10 г CaCO<sub>3</sub>, в другой – 8,4 г MgCO<sub>3</sub>. Как будет отличаться масса стаканов после реакции?

20. Какой объем (н.у.) сернистого газа надо пропустить через 200 см<sup>3</sup> раствора с массовой долей NaOH 0,1% и плотностью 1 г/см<sup>3</sup>, чтобы получить кислую соль?

21. Какой максимальный объем (н.у.) углекислого газа может поглотить 25 см<sup>3</sup> раствора с массовой долей NaOH 25% и плотностью 1,1 г/см<sup>3</sup>?

22. Каким минимальным объемом раствора с массовой долей КОН 20% и плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup> можно поглотить весь углекислый газ, полученный при полном восстановлении 23,2 г магнетита угарным газом?

23. Какая минимальная масса КОН должна прореагировать с 24,5 г ортофосфорной кислоты, чтобы продуктом был только дигидрофосфат калия?

24. Какую минимальную массу Ca(OH)<sub>2</sub> надо добавить к 16 г раствора гидрокарбоната кальция с массовой долей соли 5% для получения сред-



ней соли?

25. Какую массу гидрофосфата калия надо добавить в раствор, содержащий 12,25 г  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , чтобы после этого раствор содержал только дигидрофосфат калия?

26. В растворе в виде суспензии содержалось 56,1 г смеси карбонатов кальция и магния. Для превращения их в гидрокарбонаты затратили весь углекислый газ, полученный сжиганием 7  $\text{дм}^3$  (н.у.) этана. Найдите массу карбоната кальция в исходной смеси.

27. Чтобы перевести в среднюю соль 9,5 г смеси гидро- и дигидрофосфата натрия, необходимо 10  $\text{см}^3$  раствора с массовой долей  $\text{NaOH}$  27,7% и плотностью 1,3  $\text{г/см}^3$ . Найдите массу гидрофосфата в смеси.

28. При пропускании углекислого газа через раствор, содержащий 6 г  $\text{NaOH}$ , получили 9,5 г смеси кислой и средней солей. Найдите объем затраченного углекислого газа.

29. После пропускания 11,2  $\text{дм}^3$  (н.у.)  $\text{CO}_2$  через раствор  $\text{KOH}$  получили 57,6 г смеси кислой и средней солей. Найдите массу средней соли.

30. Какую массу ортофосфорной кислоты надо нейтрализовать, чтобы получить 1,2 г дигидро- и 4,26 г гидрофосфата натрия?

31. К раствору серной кислоты прибавили  $\text{NaOH}$  и получили 3,6 г гидросульфата и 2,84 г сульфата натрия. Определите химические количества кислоты и щелочи, вступивших в реакцию.

32. После пропускания хлороводорода через 200  $\text{см}^3$  раствора  $\text{NaOH}$  с массовой долей 10% и плотностью 1,1  $\text{г/см}^3$  массовая доля  $\text{NaOH}$  в полученном растворе снизилась вдвое. Определите массовую долю  $\text{NaCl}$  в образовавшемся растворе.

33. На растворение 14,4 г смеси меди и ее оксида (II) затрачено 48,5 г раствора с массовой долей  $\text{HNO}_3$  80%. Найдите массовые доли меди и оксида в исходной смеси.

34. Оксид натрия массой 6,2 г растворили в 100  $\text{см}^3$  воды и получили раствор № 1. Затем к этому раствору прибавляли соляную кислоту с массовой долей 10% до тех пор, пока среда не стала нейтральной, и получили раствор № 2. Определите:

1) массовые доли веществ в растворах № 1, 2;

2) массу раствора  $\text{HCl}$ , пошедшую на нейтрализацию раствора № 1.

35. Взаимодействуют 3 г цинка с 18,69  $\text{см}^3$  раствора  $\text{HCl}$  с массовой долей 14,6% и плотностью 1,07  $\text{г/см}^3$ . Полученный газ при нагревании пропускают над раскаленным  $\text{CuO}$  массой 4 г. Какая масса меди при этом получается?

36. Газ, выделившийся после обработки гидроксида кальция избытком воды, пропустили над  $\text{FeO}$ . В результате масса оксида уменьшилась на 8 г. Найдите массу  $\text{CaH}_2$ , обработанную водой.

37. При прокаливании образца  $\text{CaCO}_3$  его масса уменьшилась на 35,2%. Твердые продукты реакции растворили в избытке соляной кислоты и получили 0,112 дм<sup>3</sup> (н.у.) газа. Определите массу исходного образца карбоната кальция.

38. Разложили нитрат меди, а полученный оксид меди (II) полностью восстановили водородом. Полученные при этом продукты пропустили через трубку с  $\text{P}_2\text{O}_5$ , причем масса трубки после этого возросла на 3,6 г. Какой минимальный объем серной кислоты с массовой долей 88% и плотностью 1,87 г/см<sup>3</sup> нужен для растворения полученной в опыте меди и какова масса разложившейся соли?

39. При поглощении оксида азота (IV) избытком раствора KOH на холоде в отсутствии кислорода получено 40,4 г  $\text{KNO}_3$ . Какое вещество еще образовалось и какова его масса?

40. Для нейтрализации 400 г раствора, содержащего соляную и серную кислоты, израсходовано 287 см<sup>3</sup> раствора гидроксида натрия с массовой долей 10% и плотностью 1,115 г/см<sup>3</sup>. Если к 100 г исходного раствора прилить избыток раствора хлорида бария, то выпадет 5,825 г осадка. Определите массовые доли кислот в исходном растворе.

41. После пропускания углекислого газа через раствор гидроксида натрия получили 13,7 г смеси средней и кислой солей. Для превращения их в хлорид натрия нужно 75 г соляной кислоты с массовой долей HCl 10%. Найдите объем поглощенного углекислого газа.

42. Смесь соляной и серной кислот с общей массой раствора 600 г с одинаковыми массовыми долями кислот обработали избытком гидрокарбоната натрия и получили 32,1 дм<sup>3</sup> газа (н. у.). Найдите массовые доли кислот в исходной смеси.

43. Для нейтрализации 1 дм<sup>3</sup> раствора NaOH израсходовано 66,66 см<sup>3</sup> раствора  $\text{HNO}_3$  с массовой долей 63% и плотностью 1,5 г/см<sup>3</sup>. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 24,5% и плотностью 1,2 г/см<sup>3</sup> потребовался бы для нейтрализации того же количества щелочи?

44. В каком объемном соотношении следует взять раствор серной кислоты с массовой долей 5% и плотностью 1,03 г/см<sup>3</sup> и раствор гидроксида бария с массовой долей 5% и плотностью 1,1 г/см<sup>3</sup> для полной нейтрализации? Ответ представьте как частное от деления объема раствора щелочи на раствор кислоты.

45. Рассчитайте минимальный объем раствора аммиака с плотностью 0,9 г/см<sup>3</sup> и массовой долей 25%, который необходим для полного поглощения углекислого газа, полученного при разложении 0,5 кг природного известняка с массовой долей карбоната кальция, равной 92%.

46. Для полного превращения 2,92 г смеси гидроксида и карбоната натрия в хлорид необходимо 1,344 дм<sup>3</sup> хлороводорода (н.у.). Найдите мас-

су карбоната натрия в смеси.

47. К 25 г раствора сульфата меди (II) с массовой долей 16% прибавили некоторое количество раствора гидроксида натрия с массовой долей 16%. Образовавшийся осадок отфильтровали, после чего фильтрат имел щелочную реакцию. Для полной нейтрализации фильтрата потребовалось 25 см<sup>3</sup> раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,1 моль/дм<sup>3</sup> раствора. Вычислите массу прибавленного раствора гидроксида натрия.

48. Вещество, полученное при полном восстановлении CuO массой 15,8 г водородом объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.), растворили при нагревании в концентрированной серной кислоте. Какой объем газа (н.у.) выделился в результате реакции?

49. Для полной нейтрализации 50 см<sup>3</sup> соляной кислоты с массовой долей HCl 20% и плотностью 1,10 г/см<sup>3</sup> был использован раствор гидроксида калия с массовой долей KOH 20%. Какое химическое количество воды содержится в полученном растворе?

50. Газ, полученный при пропускании избытка CO<sub>2</sub> над 0,84 г раскаленного угля, направлен в реакцию с 14,0 г нагретого оксида меди (II). Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 63% и плотностью 1,4 г/см<sup>3</sup> нужен для полного растворения полученного в последней реакции вещества?

51. При прокаливании до постоянной массы нитрата меди (II) масса соли уменьшилась на 6,5 г. Какая масса соли подверглась разложению?

52. При действии избытка соляной кислоты на смесь алюминия с неизвестным одновалентным металлом выделилось 6,72 дм<sup>3</sup> (н.у.) газа, и масса смеси уменьшилась вдвое. При обработке остатка разбавленной азотной кислотой выделилось 0,373 дм<sup>3</sup> (н.у.) NO. Определите неизвестный металл.

53. Масса образца мела равна 105 г, а химическое количество элемента кислорода в его составе равно 1 моль. Определите массовую долю CaCO<sub>3</sub> в образце мела (кислород входит только в состав карбоната кальция).

54. При взаимодействии оксида серы (VI) с водой получили раствор с массовой долей серной кислоты 25%. При добавлении к этому раствору избытка Ba(OH)<sub>2</sub> выпал осадок массой 29,13 г. Какие массы SO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>O были затрачены на образование раствора кислоты?

55. При пропускании SO<sub>2</sub> через 200 г раствора с массовой долей NaOH 16% образовалась смесь солей, в том числе 41,6 г кислой соли. Какая масса серы, содержащей 4,5% примесей по массе, использовалась для получения SO<sub>2</sub>? Какова масса средней соли?

56. На взаимодействие с 80 г раствора Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> понадобилось 50 г раствора Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Выпавший осадок отделили, при обработке его избыт-

ком соляной кислоты выделилось  $2,24 \text{ дм}^3$  (н.у.) газа. Каковы массовые доли солей в исходных растворах? Какова массовая доля нитрата натрия в растворе после отделения осадка?

57. При взаимодействии цинка с серной кислотой образовалось  $10 \text{ дм}^3$  (н.у.) смеси  $\text{SO}_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$  с относительной плотностью по аргону 1,51. Какое химическое количество цинка растворили? Какова массовая доля  $\text{SO}_2$  в смеси газов?

58. Образец смеси цинковых и алюминиевых опилок общей массой 11 г растворили в избытке раствора щелочи. Определите объем (н.у.) выделившегося газа, если массовая доля цинка в смеси равна 30%.

59. Гидроксид натрия массой 4,0 г сплавили с гидроксидом алюминия массой 9,8 г. Рассчитайте массу полученного метаалюмината натрия.

60. При обработке 10 г смеси меди и алюминия концентрированной азотной кислотой при комнатной температуре выделилось  $2,24 \text{ дм}^3$  газа (н.у.). Какой объем (н.у.) газа выделится при обработке такой же массы смеси избытком раствора  $\text{KOH}$ ?

61. Сплав меди и алюминия массой 20 г обработали избытком щелочи, нерастворившийся остаток растворили в концентрированной азотной кислоте. Полученную при этом соль выделили, прокалили до постоянной массы и получили 8 г твердого остатка. Определите объем израсходованного раствора  $\text{NaOH}$  с массовой долей 40% и плотностью  $1,4 \text{ г/см}^3$ .

62. Смесь алюминия и оксида металла (II) (оксид не амфотерен) массой 39 г обработали избытком раствора  $\text{KOH}$ , выделившийся газ сожгли и получили 27 г воды. Нерастворившийся остаток полностью растворили в  $25,2 \text{ см}^3$  раствора с массовой долей  $\text{HCl}$  36,5% и плотностью  $1,19 \text{ г/см}^3$ . Определите оксид.

63. Смесь стружек цинка и меди обработали избытком раствора  $\text{KOH}$ , при этом выделился газ объемом  $2,24 \text{ дм}^3$  (н.у.). Для полного хлорирования такого же образца металлов потребовался хлор объемом  $8,96 \text{ дм}^3$  (н.у.). Рассчитайте массовую долю цинка в образце.

64. Смесь опилок железа, алюминия и магния массой 49 г обработали избытком разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , получив при этом 1,95 моль газа. Другую порцию той же смеси массой 4,9 г обработали избытком раствора щелочи, получили  $1,68 \text{ дм}^3$  (н.у.) газа. Найдите массы металлов в смеси.

65. Какая масса осадка образуется при сливании растворов, содержащих 10 г  $\text{NaOH}$  и 13,6 г  $\text{ZnCl}_2$ ?

66. Имеются две одинаковые по мольному составу порции смеси  $\text{Al}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Zn}$ , каждая массой 7,4 г. Одну порцию растворили в соляной кислоте и получили  $3,584 \text{ дм}^3$  газа (н.у.), другую – в растворе щелочи и получили  $2,016 \text{ дм}^3$  газа (н.у.). Известно, что в обеих смесях на один атом  $\text{Al}$  приходится 3 атома  $\text{Zn}$ . Найдите массы металлов в смеси.

67. Смесь меди, магния и алюминия массой 1 г обработали избытком соляной кислоты. Раствор отфильтровали, к фильтрату добавили избыток раствора NaOH. Полученный осадок отделили и прокаляли до постоянной массы, равной 0,2 г. Нерастворившийся после обработки соляной кислотой остаток прокаляли на воздухе и получили 0,8 г вещества черного цвета. Найдите массовую долю алюминия в смеси.

68. При нагревании в токе кислорода сплава цинка, магния и меди масса смеси возросла на 9,6 г. Продукт частично растворяется в щелочи, причем для растворения нужно 40 см<sup>3</sup> раствора с массовой долей KOH 40% и плотностью 1,4 г/см<sup>3</sup>. Для реакции с такой же порцией сплава нужно 0,7 моль HCl. Найдите химические количества металлов в сплаве.

69. Сплав меди с цинком массой 5 г обработали избытком раствора NaOH. Затем твердый остаток отделили и обработали концентрированной HNO<sub>3</sub>, полученную при этом соль выделили, прокаляли до постоянной массы и получили 2,5 г твердого остатка. Определите массы металлов в сплаве.

70. Сплав меди и алюминия массой 12,8 г обработали избытком соляной кислоты. Нерастворившийся остаток растворили в концентрированной азотной кислоте, полученный раствор упарили, сухой остаток прокаляли до постоянной массы и получили 4 г твердого вещества. Определите массовую долю меди в сплаве.

71. В каком соотношении масс следует взять две порции Al, чтобы при внесении одной в раствор щелочи, а другой – в соляную кислоту выделились равные объемы водорода?

72. При обработке смеси алюминия и оксида меди (II) избытком раствора KOH выделилось 6,72 дм<sup>3</sup> (н.у.) газа, а при растворении такой же порции смеси в концентрированной HNO<sub>3</sub> при комнатной температуре получили 75,2 г соли. Найдите массу исходной смеси веществ.

73. Какую массу оксида меди (II) можно восстановить водородом, полученным при взаимодействии избытка алюминия с 139,87 см<sup>3</sup> раствора с массовой долей NaOH 40% и плотностью 1,43 г/см<sup>3</sup>?

74. При полном окислении 7,83 г сплава двух металлов образовалось 14,23 г оксидов, при обработке которых избытком щелочи осталось нерастворенным 4,03 г осадка. Определите качественный состав металлов, образующих сплав, если их катионы имеют степень окисления +2 и +3, а мольное соотношение оксидов 1:1 (считайте, что оксид металла со степенью окисления +3 обладает амфотерными свойствами).

75. Две порции алюминия, имеющие одинаковые массы, растворили: одну в растворе гидроксида калия, другую – в соляной кислоте. Как относятся между собой объемы выделившихся газов (н.у.)?

76. Сплав меди с алюминием массой 1,000 г обработали избытком

раствора щелочи, нерастворившийся осадок растворили в азотной кислоте, затем раствор выпарили, остаток прокалили до постоянной массы. Масса нового остатка равна 0,398 г. Каковы массы металлов в сплаве?

77. Сплав цинка и меди массой 20 г обработали избытком раствора NaOH с массовой долей 30% и плотностью 1,33 г/см<sup>3</sup>. Твердый остаток выделили и обработали избытком концентрированного раствора HNO<sub>3</sub>. Образовавшуюся при этом соль выделили и прокалили до постоянной массы. Масса твердого остатка составила 10,016 г. Вычислите массовые доли металлов в сплаве и израсходованный объем раствора щелочи.

78. Сплав меди и алюминия массой 2 г обработали избытком раствора щелочи. Остаток отфильтровали, промыли, растворили в HNO<sub>3</sub>, раствор выпарили и прокалили до постоянной массы. Масса остатка после прокаливания составила 0,736 г. Рассчитайте массовые доли металлов в сплаве.

79. На хлорирование смеси железа, меди и алюминия необходимо 8,96 дм<sup>3</sup> хлора (н.у.), а на взаимодействие такой же навески с хлороводородом его нужно 5,6 дм<sup>3</sup> (н.у.). При взаимодействии такой же массы смеси металлов со щелочью выделяется 1,68 дм<sup>3</sup> (н.у.) газа. Найдите химические количества металлов в смеси.

80. Гидрид калия массой 5,0 г растворили в воде объемом 80 см<sup>3</sup> и в полученный раствор внесли алюминий массой 0,81 г. Найдите массовые доли веществ в полученном растворе с точностью до тысячных долей процента.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Баранник, В.П. Современная русская номенклатура неорганических соединений / В.П. Баранник // Журнал Всесоюзного химического общества им. Д.И. Менделеева. – 1983. – т. XXVIII. – С. 9–16.
2. Врублевский, А.И. Тренажер по химии / А.И. Врублевский. – 2-е изд., перераб. и доп. – Минск : Красико-Принт, 2007. – 624 с.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – М. : Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
4. Лидин, Р.А. Задачи по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студентов высш. учеб. заведений / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева; под ред. Р.А. Лидина. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 383 с.
5. Лидин, Р.А. Основы номенклатуры неорганических веществ / Р.А. Лидин [и др.]; под ред. Б.Д. Степина. – М.: Химия, 1983. – 112 с.
6. Степин, Б.Д. Применение правил ИЮПАК по номенклатуре неорганических соединений на русском языке / Б.Д. Степин, Р.А. Лидин // Журнал Всесоюзного химического общества им. Д.И. Менделеева. – 1983. – т. XXVIII. – С. 17–20.

