

№ ФАРМ-16

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Северо-Осетинская государственная медицинская академия»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
(ФГБОУ ВО СОГМА Минздрава России)

Кафедра Химии и физики

**МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ
по ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

(для студентов 1 курса фармацевтического факультета)

Часть 1

основной профессиональной образовательной программы высшего образования –
программы специалитета по специальности 33.05.01 Фармация,
утвержденной 31.08.2020 г.

Составители:

Калагова Р.В., Плиева А.Г., Закаева Р.Ш., Кубатиева З.А., Туриева А.А.

Владикавказ, 2020

Занятие 1

Введение. Техника безопасности и правила работы в химической лаборатории.

Знакомство с оборудованием, реактивами и химической посудой.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Большинство применяемых в лаборатории общей химии веществ являются в той или иной степени токсичными, поэтому работать с ними следует осторожно, с соблюдением общих правил работы в химической лаборатории.

КАТЕГОРИЧЕСКИ ЗАПРЕЩАЕТСЯ ПРОБОВАТЬ АНАЛИЗИРУЕМЫЕ ВЕЩЕСТВА И РЕАГЕНТЫ НА ВКУС!

КАТЕГОРИЧЕСКИ ЗАПРЕЩАЕТСЯ ПРИНИМАТЬ ПИЩУ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ!

Приступать к выполнению какого-либо опыта следует после тщательного ознакомления с его описанием и подготовки необходимой посуды, оборудования и материалов; на рабочем столе, кроме этого, может находиться только лабораторный журнал для записи результатов работы. Учебные пособия лучше помещать в ящик стола.

Работу с летучими, огне- и взрывоопасными веществами, а также выпаривание растворов и прокаливание летучих соединений следует выполнять только в вытяжном шкафу, окна которого должны быть подняты на высоту, удобную для работы, не более чем на одну треть. Недопустимо работать с воспламеняющимися веществами (эфир, спирт, бензол и др.) и хранить их возле зажженной горелки.

НАГРЕВАТЬ ВОСПЛАМЕНЯЮЩИЕСЯ ВЕЩЕСТВА МОЖНО ТОЛЬКО НА ВОДЯНОЙ БАНЕ!

Если горючая жидкость разлилась по столу или по полу и загорелась, ее тушат сухим песком или одеялом. Никогда не следует задувать пламя.

Пробирки с растворами нельзя нагревать в открытом пламени газовой горелки. Их нагревание проводится на водяной бане, горелкой пользуются только в случае необходимости.

Концентрированными кислотами и концентрированными растворами щелочей пользоваться только под тягой. Остатки их выливать в специальную посуду в вытяжном шкафу (емкости для слива).

Отходы после работы с солями ртути, мышьяка (ЯДЫ!) и серебра собирать в специальную посуду.

ПОСЛЕ ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ ТЩАТЕЛЬНО ВЫМЫТЬ РУКИ С МЫЛОМ.

ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ДЛЯ РАБОТНИКОВ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Все работы в химической лаборатории должны проводиться при исправном состоянии электрооборудования и заземляющих устройств.
2. К работе в химической лаборатории допускаются лица, имеющие навыки в обращении с химикатами. Лица, имеющие опыт в химической лаборатории, без предварительного ознакомления с методами обращения с оборудованием, реактивами к самостоятельной работе не допускаются.
3. Запрещается выбрасывать реактивы в мусорные ящики, ссыпать или сливать один реактив с другими без разрешения преподавателя или старшего лаборанта.
4. На всех банках должна сохраняться этикетка или должна быть сделана соответствующая надпись. Для кислот обязательно указывается концентрация.
5. При размещении веществ по шкафам и отделениям необходимо учитывать «правило совместимости».
6. Запрещается выносить из лаборатории сотрудниками, а также передавать посторонним лицам кислоты, щелочи, соли и др. реактивы.
7. Запрещается оставлять без присмотра подключенные к источнику энергии приборы.
8. При обнаружении неисправности действующих электроприборов, установок немедленно докладывается заведующему лабораторией, преподавателю или электрику.
9. Весь персонал лаборатории должен уметь оказывать первую помощь пострадавшему от едких химических веществ, термических ожогов и других повреждений.
10. О каждом несчастном случае сам пострадавший или свидетель должен немедленно известить заведующего лабораторией и преподавателя.
11. В каждой химической лаборатории должны иметься аптечка, средство пожаротушения, инструкция по технике безопасности и производственной санитарии, индивидуальные средства защиты, применяемые при работе с химикатами.

ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ ОЖОГАХ ХИМИЧЕСКИМИ ВЕЩЕСТВАМИ

- А) при ожогах кислотами (серной, азотной, соляной, фосфорной) пораженное место необходимо промыть быстротекущей струей воды в течение 10-15 мин. после этого пораженное место промывают 3% раствором пищевой соды.
- Б) При попадании кислоты или ее паров в глаза или полость рта необходимо произвести промывание или полоскание пострадавших мест 3% раствором пищевой соды (натрия гидрокарбоната), если попала кислота или насыщенным раствором борной кислоты, если попала щелочь.
- В) В случаи ожога едкими щелочами пораженное место следует промыть струей воды, а затем 2% раствором уксусной кислоты или 2% раствором борной кислоты.
- Г) При попадании едкой щелочи в глаза и в полость рта, промывание пораженных мест следует проводить 2% раствором борной кислоты.
- Д) Если на кожу попадает разъедающее органическое вещество, то нужно промывать место подходящими растворителями (спиртом, бензолом, смотря по полярности попавшего на кожу вещества).
- Е) При порезах стеклом с одновременным воздействием кислоты или щелочи, прежде всего, промыть рану большим количеством воды, убедиться в том, что в ране осколков нет, затем быстро смазать края раны раствором йода и перевязать порез, пользуясь стерильной ватой и бинтом.

ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ ТЕРМИЧЕСКИХ ОЖОГАХ

В случаях термического ожога (от огня, пара, горящих предметов, эл. дуги) первой степени следует сделать примочки из 2% свежеприготовленного раствора питьевой соды, 2-3% раствора марганцового калия, или 96% этилового спирта.

При легких термических ожогах обожженное место можно смазать глицерином. На более сильные ожоги сразу же накладывают вату или марлю, обильно смоченную 3% раствором танина. При более серьезных ожогах (III-IV степени) необходимо немедленно отправить пострадавшего к врачу.

ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ ОТРАВЛЕНИИ

При всех отравлениях необходимо немедленно вызвать врачебную помощь и сразу же:

а) вывести пострадавшего на свежий воздух, организовать подачу кислорода для дыхания из кислородной подушки.

б) при заметном ослаблении дыхания необходимо провести искусственное дыхание с одновременным вдыханием кислорода.

в) дать пострадавшему большое количество молока (в некоторых случаях кофе).

ВЕЩЕСТВА, ВЫЗЫВАЮЩИЕ ОТРАВЛЕНИЯ И ПРИМЕНЯЕМЫЕ ПРОТИВОЯДИЯ

№	Вещества, вызывающие отравление	Меры первой помощи
1.	Жидкие и твердые металлы, аммиак	Кислород, свежий воздух, вдыхание спирта, эфирных паров, крепкий кофе или чай.
2.	Барий, растворимые соли	Вызвать рвоту, дать слабительное (сернокислый магний или сернокислый натрий).
3.	Йод	Вызвать рвоту, дать 1% раствор серноватокислого натрия, молоко.
4.	Минеральные кислоты	При отравлении через пищевод, полоскать рот водой и 5% раствором двууглекислого натрия. Дать молоко и жидкое мучное тесто.
5.	Перманганаты	Дать воды. Вызвать рвоту. Дать молоко, яичный белок или крахмальный клейстер.
6.	Свинца соединения	Дать большое количество 10% раствора сернокислого магния.
7.	Серебра соединения	Дать большое количество 10% раствора хлористого натрия.
8.	Щавелевая кислота	Вызвать рвоту. Дать известковую воду, касторовое масло.

9.	Цинка соединения	Вызвать рвоту. Дать сырое яйцо.
10.	Пары кислот (соляной и серной)	Свежий воздух, покой.
11.	Пары азотной кислоты	Покой, вдыхание кислорода
12.	Сернистый газ	Промывание носа и полоскание полости рта 2% раствором двууглекислого натрия.
13.	Хлороформ, четыреххлористый углерод	Свежий воздух, кофе, кофеин, крепкий чай.

РАБОТА С КИСЛОТАМИ И ЩЕЛОЧАМИ

1. Для устранения возможных ожогов и поражения необходимо соблюдать следующие правила: а) перенос баллонов с кислотами, аммиаком производится только в специальных носилках или корзинах и вдвоем;

б) баллоны должны быть закрыты пробками и храниться, в корзинах;

в) разлив кислот и аммиака производится из баллонов установленных в специальные уклоняющиеся стенки;

г) запрещается переливать кислоты и аммиак в местах, необорудованных вытяжной вентиляцией;

д) разлив кислот из баллонов должен производиться двумя лицами и только в чистую посуду. Для защиты глаз одежды необходимо применять защитные очки (щиток), прорезиненный фартук.

ЗАПРЕЩАЕТСЯ:

1. а) Наполнять тонкостенную посуду концентрированными кислотами, щелочами.
б) Засасывать кислоты, щелочи и другие едкие жидкости и пипетки непосредственно ртом.

2. При разведении кислот не лить воду на кислоту. Добавлять кислоту в воду необходимо небольшими порциями при постоянном помешивании. При нарушении этого правила происходит сильный разогрев и выброс жидкости из сосуда, что может привести к несчастному случаю.

3. Категорически запрещается сливать кислоту и щелочь в одну посуду.

4. Все сухие реактивы, особенно едкие щелочи, нужно брать фарфоровыми ложечками, шпателем или пинцетами. Брать едкие щелочи руками категорически запрещается.

5. Склянки с бромом, перекисью водорода, с кислотами вскрывать таким образом, чтобы горлышко склянки было повернуто от себя.

6. Растворение щелочи производится путем прибавления к воде небольших кусочков вещества при непрерывном помешивании.

7. Все процессы и операции, связанные с выделением ядовитых газов и паров, должны производиться в вытяжном шкафу.

8. При работе с крепкими кислотами необходимо надевать защитные очки.

9. Отработанные кислоты и щелочи собирать в посуду, отдельную для кислот и для щелочей, и после нейтрализации слить в канализацию с последующим обильным смывом раковины водой.

10. Уборку кислоты, пролитой на пол или на стул, производить только после ее нейтрализации содой. Щелочи нейтрализуются разбавленной кислотой (серной).

РАБОТА С ОГНЕОПАСНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

1. Для хранения легковоспламеняющихся жидкостей в лабораториях устанавливаются специальные металлические шкафы (ящики), выложенные внутри асбестом.

2. Все бутылки и склянки с легковоспламеняющимися жидкостями, помимо надписи с названиями, должны иметь этикетки с красной надписью «ОГНЕОПАСНО».

3. Запрещается хранить в лаборатории, легко воспламеняющиеся и горючие жидкости в количествах, превышающих 0,5 кг. каждого наименования.

4. Работа с огнеопасными жидкостями в лаборатории, где имеется открытый огонь, запрещается.

5. При перегонке огнеопасных жидкостей следует пользоваться круглодонными колбами, заполненными маслом, водой или песком.

6. Выливать огнеопасные жидкости в канализацию запрещается. Отработанные огнеопасные жидкости собирают в специальную закрывающуюся тару и выносят из лаборатории для последующей регенерации или уничтожения.

7. Если горящие вещества не растворимы в воде (бензин, эфир, и др.) тушить их водой нельзя. Необходимо применять песок, асбест. Если горящее вещество растворимо в воде (спирт, ацетон), его нужно тушить водой.

Студенты, работающие в лаборатории, должны знать места расположения противопожарных средств и аптечки. При любом несчастном случае студенты должны немедленно обратиться к преподавателю или лаборанту.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

1. Установите соответствие между веществами, вызывающими отравление, и мерами первой помощи:

Вещества, вызывающие отравление	Меры первой помощи
А. Жидкие и твердые металлы, аммиак	1) Вызвать рвоту, дать слабительное (сернокислый магний или сернокислый натрий).
Б. Барий, растворимые соли	2) Кислород, свежий воздух, вдыхание спирта, эфирных паров, крепкий кофе или чай.
В. Йод	3) При отравлении через пищевод, полоскать рот водой и 5% раствором двууглекислого натрия. Дать молоко и жидкое мучное тесто.
Г. Минеральные кислоты	4) Вызвать рвоту, дать 1% раствор серноватокислого натрия, молоко.

2. Установите соответствие между веществами, вызывающими отравление, и мерами первой помощи:

Вещества, вызывающие отравление	Меры первой помощи
А. Перманганаты	1) Дать большое количество 10% раствора хлористого натрия.
Б. Свинца соединения	2) Вызвать рвоту. Дать известковую воду, касторовое масло.
В. Серебра соединения	3) Дать воды. Вызвать рвоту. Дать молоко, яичный белок или крахмальный клейстер.
Г. Щавелевая кислота	4) Дать большое количество 10% раствора сернокислого магния.

3. Установите соответствие между веществами, вызывающими отравление, и мерами первой помощи:

Вещества, вызывающие отравление	Меры первой помощи
А. Цинка соединения	1) Промывание носа и полоскание полости рта 2% раствором двууглекислого натрия.
Б. Пары кислот (соляной и серной)	2) Покой, вдыхание кислорода
В. Пары азотной кислоты	3) Свежий воздух, покой.
Г. Сернистый газ	4) Вызвать рвоту. Дать сырое яйцо.
Д. Хлороформ, четыреххлористый углерод	5) Свежий воздух, кофе, кофеин, крепкий чай.

4. При работе с кислотами запрещается:

1. Надевать защитные очки.
2. Отработанные кислоты собирать в посуду, отдельную для кислот, и после нейтрализации слить в канализацию с последующим обильным смывом раковины водой.
3. Наполнять тонкостенную посуду концентрированными кислотами.
4. Уборку кислоты, пролитой на пол или на стул, производить только после ее нейтрализации содой.

5. Во время работы с огнеопасными веществами запрещается:

1. Хранить их в специальных металлических шкафах (ящиках), выложенных внутри асбестом.
2. Работать в лаборатории, где имеется открытый огонь.
3. Отработанные огнеопасные жидкости собирать в специальную закрывающуюся тару и выносить из лаборатории для последующей регенерации или уничтожения.
4. Вещества не растворимы в воде (бензин, эфир, и др.), тушить с помощью песка или асбеста.

6. Во время работы с кислотами и щелочами нужно:

1. Засасывать кислоты, щелочи и другие едкие жидкости и пипетки непосредственно ртом.
2. При разведении кислот лить воду на кислоту.
3. Переливать кислоты и аммиак в местах без вытяжной вентиляции.
4. Переносить баллоны с кислотами, аммиаком только в специальных носилках или корзинах и вдвоем.

7. Во время работы в химической лаборатории разрешается:

1. Выбрасывать реактивы в мусорные ящики, сыпать или сливать реактивы.
2. Выносить из лаборатории кислоты, щелочи, соли и др. реактивы.
3. Уметь оказывать первую помощь пострадавшему от едких химических веществ, термических ожогов и других повреждений.
4. Остатки концентрированных кислот и щелочей сливать в раковину.

8. При ожогах кислотами необходимо:

1. Обработать пораженное место спиртом.
2. Смазать края раны йодом.
3. Пораженное место промыть 3% раствором пищевой соды.
4. Обработать пораженное место насыщенным раствором борной кислоты.

Занятие 2

Классификация и номенклатура неорганических соединений: номенклатура ИЮПАК, фармакопейная номенклатура неорганических лекарственных веществ и реактивов, номенклатура МНН ВОЗ для неорганических лекарственных веществ. Составление названий веществ по формулам и формул веществ по названиям.

Номенклатура и классификация неорганических соединений

Номенклатура химических веществ складывается из формул, которые изображают состав веществ при помощи символов химических элементов, числовых индексов, названий.

Названия неорганических соединений образуются в соответствии с адаптированным вариантом номенклатурных правил ИЮПАК (Международный союз теоретической и прикладной химии).

Адаптированный вариант номенклатуры ИЮПАК соответствует требованиям русского языка и предусматривает «обратный» порядок чтения формул. В ГФ-ХИ используют английский вариант международной номенклатуры, в котором названия строятся «по ходу формул». Студентам фармацевтических вузов и факультетов необходимо владеть обоими вариантами номенклатуры ИЮПАК. Кроме того, для неорганических лекарственных веществ используются международные непатентованные названия (МНН) в соответствии с рекомендациями ВОЗ (Всемирной организации здравоохранения), которые даются на английском языке, их также необходимо знать студентам, как будущим специалистам – провизорам. В дальнейшем при изложении правил номенклатуры для каждого соединения будут использованы два названия: по адаптированному и неадаптированному варианту.

Элементы, простые (элементарные) вещества

Все элементы периодической системы делятся на металлы, неметаллы, полуметаллы.

Неметаллы - элементы, атомы которых выражают способность к присоединению и отдаче электронов, этих элементов – 22.

Металлы — элементы, атомы которых могут только отдавать электроны. Их в периодической системе 87.

Благородные газы относятся к неметаллам.

Несколько элементов относятся к полуметаллам.

Полуметаллы — элементы, атомы которых в форме простых веществ обнаруживают отдельные свойства металлов, однако, отличаются от них хрупкостью и возрастанием электрической проводимости при нагревании. К ним относят As, Sb, Te, At.

Для отдельных групп элементов предлагаются следующие названия: галогены: F, Cl, Br, I, At; халькогены: O, S, Se, Te, Po; галогениды и халькогениды для их соединений соответственно, щелочные металлы от Li до Fr, щелочноземельные от Ca до Ra, благородные газы от He до Rn.

Названия «лантаноиды» рекомендуют для элементов 57-71, «актиноиды» - 89 -103.

К переходным элементам относятся металлы, атомы которых имеют незавершенный d-подуровень, или образуют катионы с незавершенным d-подуровнем.

Химические соединения

Все химические соединения можно считать условно бинарными, т.е. бинарными с точки зрения номенклатуры. В них можно выделить электроположительную и электроотрицательную части. Электроположительная составляющая в формулах всегда помещается на первое место. В формулах истинно бинарных соединений (двухэлементных) неметаллов на первое место ставится составляющая, стоящая раньше в следующем ряду: Rn, Xe, Kr, B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F. Например: NH₃, H₂S, CO₂, OF₂.

Соотношение элементов в соединениях может выражаться с помощью системы Штока или системы Эвенса-Бассета. В соответствии с системой Штока степень окисления элементов указывается римской цифрой в круглых скобках сразу же после названия менее электроотрицательного элемента. Если элемент имеет постоянную степень окисления, то она опускается.

По системе Эвенса-Бассета указывается заряд иона арабскими цифрами в круглых скобках сразу же после названия иона. Например:

FeCl₂ - железо (2+) хлорид;

Hg₂Cl₂ - диртуть (1+) хлорид.

В учебной литературе в основном используется система Штока.

Названия истинно бинарных (двухэлементных) соединений образуются из названия менее электроотрицательного элемента и латинского названия более электроотрицательного элемента с окончанием «ид».

К истинно бинарным соединениям относятся соединения элементов с кислородом (оксиды), серой (сульфиды), галогенами (фториды, хлориды, бромиды, иодиды), водородом (гидриды), углеродом (карбиды), бором (бориды), азотом (нитриды), кремнием (силициды).

Оксиды

Оксиды - сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, одним из которых является кислород со степенью окисления - 2.

Cu ₂ O - оксид меди (I),	медь (I) оксид,
CuO - оксид меди (II),	медь (II) оксид,
FeO - оксид железа (II),	железо (II) оксид,
Fe ₂ O ₃ - оксид железа (III),	железо (III) оксид,
MnO ₂ - оксид марганца (IV),	марганец (IV) оксид,
Mn ₂ O ₇ - оксид марганца (VII),	марганец (VII) оксид,
P ₂ O ₃ - оксид фосфора (III),	фосфор (III) оксид,

P_2O_5 - оксид фосфора (V),	фосфор (V) оксид,
SO_2 - оксид серы (IV),	серы (IV) оксид,
SO_3 - оксид серы (VI),	серы (VI) оксид,
Na_2O - оксид натрия,	натрий оксид,
ZnO - оксид цинка,	цинк оксид.

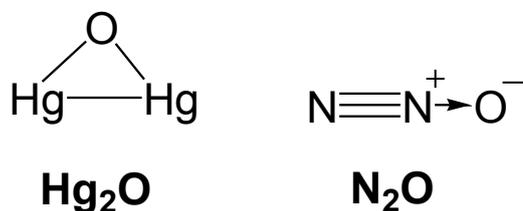
Кроме оксидов известны и другие соединения с кислородом – **пероксиды**:

$H_2O^{-1}_2$ - пероксид водорода,	водород пероксид,
Na_2O_2 - пероксид натрия,	натрий пероксид,
BaO_2 - пероксид бария,	барий пероксид,

гипероксиды: KO_2 ;

озониды: $KO^{-1/3}_3$ - озонид калия, калий озонид,

субоксиды, в которых атомы оксидобразующего элемента связаны между собой:



Сульфиды, галогениды, гидриды, карбиды и др.

Al_2S_3 - сульфид алюминия,	алюминий сульфид,
MnS - сульфид марганца (II),	марганец (II) сульфид,
FeS - сульфид железа (II),	железо (II) сульфид,
Na_3N - нитрид натрия,	натрий нитрид,
CaC_2 - карбид кальция,	кальций карбид,
$FeCl_3$ - хлорид железа (III),	железо (III) хлорид,
PbI_2 - иодид свинца (II),	свинец (II) иодид,
MgF_2 - фторид магния,	магний фторид,
LiH - гидрид лития,	литий гидрид,
BaH_2 - гидрид бария,	барий гидрид,
SiC - карбид кремния,	кремний карбид,
KN_3 - азид калия,	калий азид,
HN_3 - азид водорода,	водород азид.

По этому же принципу образуются названия соединений металлов с гидроксид-ионами. Эти соединения являются основаниями и называются **гидроксидами**.

$Fe(OH)_2$ - гидроксид железа (II),	железо (II) гидроксид,
$Fe(OH)_3$ - гидроксид железа (III),	железо (III) гидроксид,
$Mn(OH)_2$ - гидроксид марганца (II),	марганец (II) гидроксид,
$LiOH$ - гидроксид лития,	литий гидроксид.

Кислоты

Кислоты - соединения, электроположительная часть которых представлена катионами водорода, способными замещаться металлом, а электроотрицательная часть кислотным остатком. Различают оксокислоты (кислородсодержащие), пероксокислоты, тиокислоты. По свойствам к кислотам относятся растворы некоторых бинарных соединений водорода. Их называют бескислородными кислотами.

а) Оксокислоты (кислородосодержащие кислоты)

Тривиальные названия оксокислот, укоренившиеся в русском языке, сохраняются без изменения.

Во многих случаях для того, чтобы показать различие между разными степенями окисления элемента в его оксокислотах, используют суффикс **...н(ая)** (серная H_2SO_4) или **...ов(ая)** (мышьяковая H_3AsO_4) для максимальной степени окисления; **...ист(ая)** (сернистая H_2SO_3) и **...овист(ая)** (мышьяковистая H_3AsO_3) для низкой степени окисления элемента.

Префиксы **орто** - и **мета** - применяются для распознавания оксокислот элемента, различающихся по количеству молекул воды. **Орто** - соответствует кислоте с большим количеством молекул воды, **мета** - с меньшим.

H_3BO_3 - ортоборная кислота,

$(HBO_2)_n$ - метаборная кислота,

H_3PO_4 - ортофосфорная кислота,

$(HPO_3)_n$ - метафосфорная кислота,

H_4SiO_4 - ортокремниевая кислота,

H_2SiO_3 - метакремниевая кислота.

Названия некоторых оксокислот и их солей

Формула	Название кислоты	Название соли
H_3BO_3	(орто) борная	(орто) борат
H_2CO_3	угольная	карбонат
$HOCN$	циановая	цианат
H_4SiO_4	ортокремниевая	ортосиликат
H_2SiO_3	(мета) кремниевая	(мета) силикат
HNO_3	азотная	нитрат
HNO_2	азотистая	нитрит
H_3PO_3	(орто) фосфористая	(орто) фосфит
H_3PO_4	(орто) фосфорная	(орто) фосфат
$H_4P_2O_7$	дифосфорная	дифосфат

$(\text{HPO}_3)_n$	(мета) фосфорная	(мета) фосфат
H_3AsO_4	мышьяковая	арсенат
H_3AsO_3	мышьяковистая	арсенит
H_2SO_4	серная	сульфат
H_2SO_3	сернистая	сульфит
H_2CrO_4	хромовая	хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	дихромат
HClO_4	хлорная	перхлорат
HClO_3	хлорноватая	хлорат
HClO_2	хлористая	хлорит
HClO	хлорноватистая	гипохлорит
HMnO_4	марганцевая	перманганат
H_2MnO_4	марганцовистая	манганат

б) Пероксокислоты

Пероксокислоты получаются при замещении *оксид-иона* (O^{2-}) в молекуле оксокислоты *пероксид-ионом* (O_2^{2-}).

Чтобы назвать пероксокислоту, к тривиальному названию оксокислоты прибавляется префикс **пероксо -**:

Формула	Название кислоты	Название соли
H_2SO_5	перооксомонсерная (пероксосерная)	пероксосульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	пероксодисерная	пероксодисульфат
H_2CrO_6	дипероксохромовая	дипероксохромат

в) Тиокислоты

Тиокислоты получаются при замещении оксид-ионов в молекуле оксокислоты *сульфид-ионом* (S^{2-}). К названию оксокислоты прибавляется префикс **тио -**.

Формула	Название кислоты	Название соли
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	монотиосерная	тиосульфат
H_3AsS_3	тиомышьяковистая	тиоарсенит
H_3AsS_4	тиомышьяковая	тиоарсенат

HSCN	тиоциановая (родановодородная)	тиоционат (роданид)
------	-----------------------------------	------------------------

г) Бескислородные кислоты

Эти кислоты являются бинарными соединениями водорода. Если рассматриваются водородные соединения в газообразном состоянии, то им даются следующие названия:

HCl - хлороводород,	водород хлорид,
HBr - бромоводород,	водород бромид,
HI - иодоводород,	водород иодид,
H ₂ S - сероводород,	водород сульфид.

Водные растворы этих веществ являются кислотами и имеют названия:

Формула	Название кислоты	Название соли
HF	фтороводородная (плавииковая)	фторид
HCl	хлороводородная (соляная)	хлорид
HBr	бромоводородная	бромид
HI	иодоводородная	иодид
H ₂ S	сероводородная	сульфид
H ₂ Se	селеноводородная	селенид
HCN	циановодородная (синильная)	Цианид

Соли

а) Средние соли - соединения, состоящие из атомов металла и кислотных остатков, это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металлов. В соответствии с традициями русского языка сначала называется электроотрицательная часть соли (анион), затем электроположительная часть (катион). Соотношение компонентов обозначается по системе Штока:

Mn(NO ₃) ₂ - нитрат марганца (II),	марганец (II) нитрат;
Ca ₃ (PO ₄) ₂ - фосфат кальция,	кальций фосфат;
Fe ₂ (SO ₄) ₃ - сульфат железа (III),	железо (III) сульфат;
PbCO ₃ - карбонат свинца (II),	свинец (II) карбонат;
Hg(CN) ₂ - цианид ртути (II),	ртуть (II) цианид.

б) Кислые соли - соли, содержащие не полностью замещенный в кислоте водород. Название образуется путем добавления к названию кислотного остатка префикса «**гидро**». Перед ним с помощью числового префикса указывается количество незамещенных атомов водорода.

NaHCO ₃ - гидрокарбонат натрия,	натрий гидрокарбонат;
LiH ₂ PO ₄ - дигидрофосфат лития,	литий дигидрофосфат;
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ - дигидрофосфат кальция,	кальций дигидрофосфат;
Al(HSO ₄) ₃ - гидросульфат алюминия,	алюминий гидросульфат;
KHS - гидросульфид калия,	калий гидросульфид.

в) Основные соли (гидроксидные), оксоли (оксидные).

К этому типу относятся соли, содержащие анионы OH⁻ или O²⁻, связанные с катионом металла. Сначала называется анион, затем префикс **гидроксо-** или **оксо-**, в

последнюю очередь называется катион металла.

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ - карбонат гидроксомеди (II), медь (II) гидроксид карбонат;
 AlOHSO_4 - сульфат гидроксиалюминия, алюминий гидроксид сульфат;
 $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ - нитрат дигидроксожелеза (III), железо (III) дигидроксид нитрат;
 $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ - нитрат гидроксожелеза (III), железо (III) гидроксид нитрат;
 $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ - сульфат гидроксожелеза (II), железо (II) гидроксид сульфат;
 ZnOHCl - хлорид гидроксоцинка, цинк гидроксид хлорид;
 BiONO_3 - нитрат оксовисмута (III), висмут (III) оксид нитрат;
 LaOF - фторид оксолантана (III), лантан (III) оксид фторид;
 SbOCl - хлорид оксосурьмы (III), сурьма (III) оксид хлорид;
 Hg_2OCl_2 - хлорид оксортути (II), ртуть (II) оксид хлорид;
 BiOOH - гидроксид оксовисмута (III), висмут (III) гидроксид оксид;
 $\text{Hg}_2\text{O}(\text{CN})_2$ - цианид оксортути (II), ртуть (II) оксид цианид.

Двойные соли

В названиях двойных солей, содержащих два различных катиона, в первую очередь называется анион, катионы перечисляются в алфавитном порядке (в соответствии с русским алфавитом).

KMgF_3 - фторид калия магния, калий магний фторид;
 KNaCO_3 - карбонат калия натрия, калий натрий карбонат;
 NH_4MgPO_4 - фосфат аммония магния, аммоний магний фосфат;
 KAlSO_4 - сульфат алюминия калия, алюминий калий сульфат;
 $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ - сульфат аммония железа (III), аммоний железо (III) сульфат;
 $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ - гидрофосфат аммония натрия, аммоний натрий водород фосфат.

Название двойной соли, содержащей два разных аниона, складывается из названий анионов, которые перечисляются в алфавитном порядке (в соответствии с русским алфавитом) и названия катиона.

CaClOCl - гипохлорит хлорид кальция, кальций гипохлорит хлорид;
 PbFCl - фторид хлорид свинца (II), свинец (II) фторид хлорид;
 HgNH_2Cl - амид хлорид ртути (II), ртуть (II) амид хлорид.

Кристаллогидраты

Соли или другие вещества, содержащие кристаллизационную воду, называются так же как и безводные соли с указанием числа молекул кристаллизационной воды при помощи префиксов **моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, гепта-, окта-, нона-, дека-**.

Если молекул H_2O больше десяти, то их количество обозначается арабскими цифрами. Префикс **моно-** можно опускать:

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - гептагидрат сульфата железа (II), железо (II) сульфат гептагидрат;
 $\text{NH}_4\text{MgPO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - гексагидрат фосфата магния аммония, аммоний магний фосфат гексагидрат;
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - 12-гидрат сульфата калия алюминия, алюминий калий сульфат 12-гидрат.
 $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат ортофосфорной кислоты.

Ионы

а) Катионы. Катионы следует называть по русскому названию элемента без его изменения. Заряд иона указывается рядом римской цифрой в круглых скобках:

Cu^+ - ион меди (I), медь (I) ион;
 Cu^{2+} - ион меди (II), медь (II) ион;
 Fe^{2+} - ион железа (II), железо (II) ион;
 Fe^{3+} - ион железа (III), железо (III) ион;
 H^+ - ион водорода, водород-ион (если он неопределенно гидратирован);
 H_3O^+ - ион оксония, оксоний ион (если точно известно, что водород-ион

гидратирован одной молекулой воды);

NH_4^+ - ион аммония, аммоний ион;
 AlOH^{2+} - ион гидрооксоалюминия, алюминий гидроксид ион;
 $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ - ион дигидрооксоалюминия, алюминий дигидроксид ион.

б) Анионы.

Названия для одноатомных анионов состоят из названия элемента и окончания **-ид**. Такие же названия имеют некоторые многоатомные анионы:

H^- - гидрид-ион,
 F^- - фторид-ион,
 Cl^- - хлорид-ион,
 OH^- - гидроксид-ион (но не гидроксил ион; термин гидроксил сохраняется для нейтральной или положительной группы HO),
 HS^- - гидросульфид-ион,
 S_2^{2-} - дисульфид-ион,
 NH_2^- - амид-ион,
 CN^- - цианид-ион,
 O_2^{2-} - пероксид-ион,
 O^{2-} - оксид-ион.

Названия для других многоатомных ионов должны состоять из корня латинского названия центрального атома с окончанием **-ат** или **-ит**. Окончание **-ит** употребляется, чтобы обозначить более низкую степень окисления.

NO_3^- - нитрат-ион,
 NO_2^- - нитрит-ион,
 SO_4^{2-} - сульфат-ион,
 SO_3^{2-} - сульфит-ион.

в) Радикалы - группа атомов, неоднократно встречающихся в различных соединениях, временно сохраняет следующие названия нейтральных и положительных радикалов:

HO , HO^+ - гидроксил,
 CO , CO^{2+} - карбонил ($=\text{C}=\text{O}$),
 CrO^+ - хромил,
 UO_2^{2+} - уранил,
 VO^+ - ванадил.

Названия BiO^+ , SbO^+ - висмутил и антимонил не рекомендуются, т. к. отдельные молекулы таких групп не содержат. В тех случаях, когда название соединения вызывает затруднение, ему дают систематическое название, в котором отражается соотношение элементов:

H_2MnO_4 - тетраоксомарганцевая (VI) кислота,
 FeS_2 - дисульфид железа, железа дисульфид,
 H_2ReO_4 - тетраоксорениевая (VI) кислота.

Формула соединения	Названия по		
	<u>Адаптированному</u> варианту номенклатуры ИЮПАК	ГФ XI	<u>Не</u> <u>адаптированному</u> варианту номенклатуры ИЮПАК
MgO	оксид магния	магния оксид	магний оксид
PbO	оксид свинца (II)	свинца окись	свинец (II) оксид
HgO	оксид ртути (II)	ртути окись желтая	ртуть (II) оксид

MgO_2	пероксид магния	магния перекись	магний пероксид
$CaCl_2$	хлорид кальция	кальция хлорид	кальций хлорид
$HgCl_2$	хлорид ртути (II)	ртути дихлорид	ртуть (II) хлорид
KBr	бромид калия	калия бромид	калий бромид
$AgNO_3$	нитрат серебра	серебра нитрат	серебро нитрат
$CuSO_4$	сульфат меди (II)	меди сульфат	медь (II) сульфат
CH_3COOK	ацетат калия	калия ацетат	калий ацетат
Na_3AsO_4	арсенат натрия	натрия арсенат	натрий арсенат
$Na_2B_4O_7$	тетраборат натрия	натрия тетраборат	натрий тетраборат
$NaHCO_3$	гидрокарбонат натрия	натрия гидрокарбонат	натрий гидрокарбонат
$(MgOH)_2CO_3$	карбонат гидроксомагния	магния карбонат основной	магний гидроксид карбонат
$HgNH_2Cl$	амидхлорид ртути (II)	ртути амидохлорид	ртуть (II) амид хлорид

I. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ:

1. Назовите соли:

- 1) а) Na_2SO_4 , K_2CO_3 ; б) NaH_2PO_4 , $Ba(HS)_2$; в) $[Cu(OH)]_2CO_3$, $Al(OH)_2Cl$;
- 2) а) $FeSO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$; б) K_2SiO_3 , $NaHSO_3$; в) $Co(OH)Cl$, $Fe(OH)Br_2$;
- 3) а) $LiClO_4$, $Ba(NO_3)_2$; б) $KHCO_3$, $CaSO_4$; в) $Na[Al(OH)_4]$, $Zn(OH)NO_3$;
- 4) а) KCl , $AgNO_3$; б) $KHCO_3$, NH_4Cl ; в) $[Fe(OH)]_2SO_3$, $Cr(OH)SO_4$.

2. Гидрокарбонат меди (II) представляет собой:

- 1) нерастворимое в воде основание;
- 2) кислую соль;
- 3) основную соль;
- 4) нерастворимую в воде среднюю соль.

3. Гидроксоалюминат натрия представляет собой:

- 1) нерастворимое в воде основание;
- 2) кислую соль;
- 3) четырехосновную кислоту;
- 4) растворимую в воде комплексную соль.

4. При действии азотной кислоты на карбонат магния выделяется:

- 1) угарный газ;
- 2) гремучий газ;
- 3) веселящий газ;
- 4) углекислый газ.

5. Для качественного обнаружения кислот и щелочей используют индикаторы *лакмус* и *метиловый оранжевый*. Какую окраску имеют эти индикаторы: а) в кислой, б) в щелочной среде?
- а) лакмус - красный, метилоранж - красный;
б) лакмус - синий, метилоранж - желтый;
 - а) лакмус - красный, метилоранж - синий;
б) лакмус - желтый, метилоранж - красный;
 - а) лакмус - синий, метилоранж - желтый;
б) лакмус - красный, метилоранж - желтый;
 - а) лакмус - синий, метилоранж - красный;
б) лакмус - красный, метилоранж - красный.
6. Силикат калия - это:
- оксид;
 - соль;
 - кислота;
 - простое вещество.
7. Кислотным и основным оксидом являются соответственно:
- SO_2 и HMgO ;
 - CO_2 и Al_2O_3 ;
 - Na_2O и FeO ;
 - ZnO и SO_3 .
8. Оксид серы (VI) взаимодействует с каждым из двух веществ:
- вода и соляная кислота;
 - кислород и оксид магния;
 - оксид кальция и гидроксид натрия;
 - вода и медь.
9. Гидроксид цинка может реагировать с каждым веществом в паре:
- сульфат кальция и оксид серы (VI);
 - гидроксид натрия и соляная кислота;
 - вода и хлорид натрия;
 - сульфат бария и гидроксид алюминия.
10. Раствор сульфата меди (II) реагирует с каждым из двух веществ:
- соляная кислота и кремниевая кислота;
 - вода и гидроксид калия;
 - кислород и азотная кислота;
 - гидроксид натрия и хлорид бария.
11. В каком ряду все соли реагируют с цинком?
- CuCl_2 , NaNO_3 , FeSO_4 ;
 - AgNO_3 , CuSO_4 , FeCl_2 ;
 - CaBr_2 , AgCl , MgSO_4 ;
 - NiSO_4 , MgCl_2 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$.
12. В какой схеме можно осуществить превращения с помощью воды и азотной кислоты?
- $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3$;
 - $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 - $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$;



13. Соль состава $\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_2$ имеет название:
- 1) гидронитрит железа (II);
 - 2) гидроксонитрат железа (III);
 - 3) дигидроксонитрат железа (II);
 - 4) дигидроксонитрит железа (III).
14. Гидроксид меди реагирует с раствором:
- 1) NaOH ;
 - 2) HCl ;
 - 3) Na_2SO_4 ;
 - 4) $\text{Fe(NO}_3)_3$.
15. Выберите тот ряд, где находятся только формулы кислот:
- 1) KH_2PO_4 , NaHSO_3 , HNO_3 ;
 - 2) H_2SO_3 , H_2S , H_2SiO_3 ;
 - 3) SO_2 , HClO_4 , NaOH ;
 - 4) H_3PO_4 , KF , HBr .
16. В каком ряду все оксиды реагируют с раствором NaOH ?
- 1) K_2O , MgO , CuO ;
 - 2) Al_2O_3 , NO , Li_2O ;
 - 3) Na_2O , Fe_2O_3 , CaO ;
 - 4) ZnO , N_2O_3 , CO_2 .
17. К двухосновным бескислородным кислотам относится:
- 1) H_3PO_4 ;
 - 2) H_2S ;
 - 3) H_2SO_3 ;
 - 4) HCl .
18. Амфотерные свойства не проявляет гидроксид:
- 1) бериллия;
 - 2) кальция;
 - 3) алюминия;
 - 4) цинка.

ЗАНЯТИЕ 3

Эквивалент вещества. Закон эквивалентов.

Эквивалент вещества X – это реальная или условная частица данного вещества, которая в данной реакции реагирует с одним атомом (H) или одним ионом (H^+) или с одним электроном (e^-), или с любой другой частицей, которая может реагировать с одним атомом (H) или одним ионом (H^+) или с одним электроном (e^-). С латинского языка «эквиус» означает «равный».

Химический эквивалент – это реальная или условная частица вещества, которая в обменной реакции вступает в реакцию с одним протоном или замещает его в соединениях, а в окислительно-восстановительных реакциях отдает или присоединяет один электрон.

Эквивалент вещества меняется в различных реакциях. Например, в реакции $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{KHS} + \text{H}_2\text{O}$

эквивалентом сероводорода будет одна молекула H_2S (реальная частица), а в реакции $\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

эквивалентом того же вещества будет $1/2$ молекулы H_2S (условная частица)

Грамм-эквивалентом вещества называется его количество, химически эквивалентное в данной реакции массе одного атома или одного иона водорода. Например, в реакции $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

1 г-экв H_2SO_4 составляет $98 : 2 = 49$ г, а в реакции

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 1 г-экв H_2SO_4 составляет $98 : 1 = 98$ г.

Аналогично, 1 г-экв $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакции $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$ равен

массе 1 моля этого вещества, деленной на 3, а в реакции

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ массе 1 моля, деленной на 1.

В случае солей для нахождения массы г-экв нужно молярную массу соли поделить на число ионов металла и на его валентность, например, масса

1 г-экв $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равна $M/6$.

Для окислительно-восстановительной реакции $2\text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

эквивалент сероводорода равен $1/6 \text{H}_2\text{S}$, так как $\text{S}^{2-} - 6e \rightarrow \text{S}^{4+}$.

Величина, показывающая, какая доля реальной частицы (молекулы, иона, атома, радикала) соответствует эквиваленту, называется *фактор эквивалентности*. Фактор эквивалентности может быть равен $1; 1/2; 1/3; \dots 1/z$, где z – небольшое целое число.

Молярная масса эквивалента вещества равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества, что в общем виде можно записать так: $M(1/z X) = 1/z M(X)$. Единица молярной масса эквивалента вещества – г/моль.

Например, молярная масса эквивалента серной кислоты в реакции полного обмена протонов $M(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \times 98 = 49$ г/моль.

Количество вещества эквивалента $n(1/z X)$ – количество вещества, в котором структурными элементами являются эквиваленты.

По закону эквивалентов количества веществ эквивалентов реагирующих соединений равны: $n(1/z X) = n(1/z T)$, где X и T реагирующие вещества.

Для удобства расчетов в химии часто пользуются вспомогательным способом выражения концентрации растворов – *молярная концентрация эквивалента* $c(1/z X)$:

$$c(1/z X) = n(1/z X) : V(p-pa) = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right) V(p-pa)}$$

Единица измерения молярной концентрации эквивалента – моль / л.

При одинаковой молярной концентрации эквивалента равные объемы растворов различных веществ содержат одинаковое количество эквивалентов этих веществ.

Так как $n(1/z X) = c(1/z X) \times V(\text{p-ра})$, то по закону эквивалентов для реагирующих веществ X_1 и X_2 можно записать: $c(1/z_1 X_1) V_1 = c(1/z_2 X_2) V_2$.

Типовые задачи:

1. Для нейтрализации 5 мл р-ра серной кислоты потребовалось добавить 4,78 мл раствора гидроксида натрия с концентрацией 0,1012 моль/л. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента серной кислоты.
2. Вычислите молярную концентрацию эквивалента р-ра серной кислоты с $(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль/л в реакции полного обмена протонов.
3. Вычислите молярную массу эквивалента дигидрофосфата аммония в реакции частичного обмена протонов.
4. Сульфат алюминия массой 10 г находится в растворе объемом 1,5 л. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента сульфата алюминия в реакции полного обмена сульфат-ионов.
5. Для стандартизации раствора хлороводородной кислоты навеску буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 0,2560 г растворили в мерной колбе. На титрование затрачено 13,16 мл раствора HCl . Вычислите молярную концентрацию раствора хлороводородной кислоты, если вещества реагируют по уравнению:
$$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{HCl} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaCl}$$
6. Вычислите молярную массу эквивалента перманганата калия, если 10,25 мл его раствора прореагировало в сернокислой среде с 0,063 г химически чистого дигидрата щавелевой кислоты:
$$5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 10\text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$$

ЗАНЯТИЕ 4

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ В ХИМИИ»

1-14. Чему равен фактор эквивалентности вещества, указанного в схемах первым:

- a) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{NaBrO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaBr} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{S} + \text{HBr}$
- г) $\text{KIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KI} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

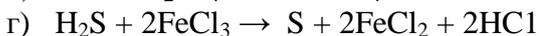
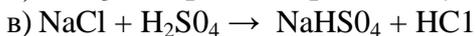
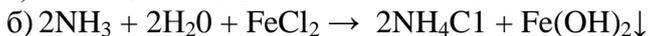
1-15. Чему равен фактор эквивалентности восстановителей в реакциях, представленных следующими схемами:

- a) $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$

1-16. Чему равен фактор эквивалентности окислителей в следующих реакциях:

- a) $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{KClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- в) $2\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$
- г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

1-17. Чему равен фактор эквивалентности солей в следующих реакциях:



1-35. Раствор азотной кислоты с концентрацией 0,15 моль/л объемом 350 мл смешали с серной кислотой концентрацией 0,20 моль/л объемом 100 мл. Чему равны молярные концентрации веществ в образовавшемся растворе?

1-36. Раствор хлорида железа(II) с концентрацией 0,1 моль/л смешали с равным объемом раствора хлорида железа (III) с концентрацией 0,5 моль/л. Чему равны молярные концентрации веществ в образовавшемся растворе?

1-37. Рассчитайте молярную массу эквивалента: а) фосфорной кислоты в реакции полного обмена протонов; б) сульфата железа(III) в реакции полного обмена ионов железа; в) гидрокарбоната кальция в реакции полного обмена ионов кальция.

1-38. Гидрофосфат натрия количеством вещества 0,04 моль находится в растворе объемом 0,8 л. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента этой соли для реакций: а) взаимодействия с избытком сильной кислоты; б) взаимодействия с избытком щелочи.

1-39. Сульфат железа (III) массой 10,0 мг находится в растворе объемом 1,5 мл. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента сульфата железа (III) для реакции полного обмена ионов железа.

1-40. Сульфат железа (II) массой 10,0 мг находится в растворе объемом 1,5 мл. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента сульфата железа (II) для реакции окисления ионов железа.

1-41. Для проведения химической реакции требуется сульфат магния массой 18 г. Какой объем раствора с концентрацией $c(\frac{1}{2}\text{MgSO}_4) = 20$ ммоль/л содержит эту массу вещества?

1-42. Для проведения химической реакции требуется сульфат марганца массой 18 мг. Какой объем раствора с концентрацией $c(\frac{1}{2}\text{MnSO}_4) = 0,02$ моль/л содержит эту массу вещества?

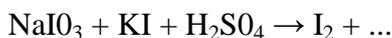
1-43. Молярная концентрация окислителя в растворе равна 0,01 моль/л. Определите молярную концентрацию эквивалента окислителя, принимая во внимание химизм реакции

$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$$

1-44. Молярная концентрация окислителя в растворе равна 0,025 моль/л. Определите молярную концентрацию эквивалента окислителя, принимая во внимание химизм реакции

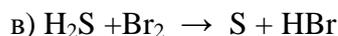
$$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$$

1-45. Молярная концентрация окислителя в растворе равна 10 моль/л. Определите молярную концентрацию эквивалента окислителя, принимая во внимание химизм реакции:

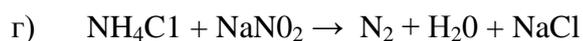


ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ К ЗАНЯТИЮ №4

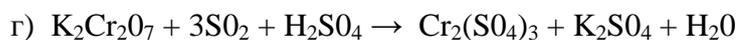
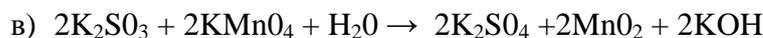
1. Чему равен фактор эквивалентности вещества, указанного в схемах первым:



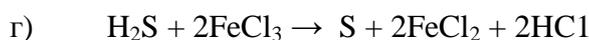
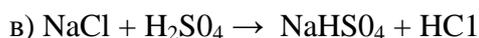
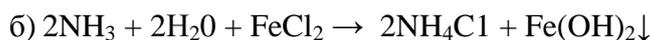
2. Чему равен фактор эквивалентности восстановителя в реакции, представленной схемой:



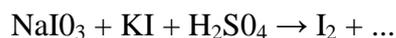
3. Чему равен фактор эквивалентности окислителей в следующих реакциях:



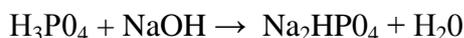
4. Чему равен фактор эквивалентности солей в следующих реакциях:



5. Молярная концентрация окислителя в растворе равна 10 моль/л. Определите молярную концентрацию эквивалента окислителя, принимая во внимание химизм реакции:



6. Молярная концентрация эквивалента кислоты в растворе равна 0,2 моль/л. Рассчитайте ее молярную концентрацию в растворе, учитывая, что фактор эквивалентности рассчитывался для реакции



ЗАНЯТИЕ № 5

Строение атома. Квантовые числа. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева.

Периодическая система химических элементов - графическое выражение периодического закона Д. И. Менделеева. Периодический закон в формулировке Менделеева: **свойства простых тел, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины их атомных весов.**

Современная формулировка связывает периодичность в изменении свойств элементов и их соединений с зарядом ядра атомов элементов:

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра. Свойства элементов периодически повторяются, потому что периодически повторяются структуры электронных оболочек их атомов.

Конструкция периодической системы (периоды, группы, подгруппы) отражает строение электронных оболочек. Поэтому, чтобы понять связь между строением атома и его положением в периодической системе, необходимо познакомиться со строением атома.

Современная теория строения атома основана на законах, описывающих движение и взаимодействие микрочастиц (квантовая или волновая механика).

В первые годы XX в. стало очевидным, что классическая физика терпит неудачу, когда рассматривает явления в атомных масштабах. Чтобы разрешить эту трудность, Планк (1900 г.) предложил теорию квантов, которая была дополнена Эйнштейном: энергия излучается, передается и поглощается определенными порциями — квантами. Энергия каждого кванта равна $E=h\nu$.

Развивая теорию квантов, Луи де Бройль (1924 г.) ввел понятие о «корпускулярных волнах», т. е. о корпускулярно-волновом дуализме (duAlis - лат. двойной, двойственный). Он отметил, что для фотонов должны выполняться два основных уравнения: Планка - $E=h\nu$ и Эйнштейна — $E=mc^2$.

Подгруппы периодической системы делятся на 3 категории:

1. Главные.
2. Побочные.
3. Вторые побочные (лантаноиды и актиноиды).

Главные подгруппы образуют элементы, в атомах которых очередные электроны занимают s- и p-орбитали. Так как емкость s- и p-орбиталей равна 8 электронам, то возможно образование только восьми главных подгрупп. Поскольку s-подуровень появляется уже в первом энергетическом уровне, то главные подгруппы появляются, начиная с I (водород и гелий) и II периодов.

Побочные подгруппы состоят из элементов, в атомах которых очередные электроны занимают d-орбитали. Поскольку емкость d-орбиталей равна 10 электронам, то образуется 10 побочных подгрупп. d-Орбитали появляются в третьем энергетическом уровне. Но занимают их электроны только тогда, когда в атоме появляется четвертый энергетический уровень. Поэтому побочные подгруппы появляются в IV периоде.

Лантаноиды и актиноиды - это элементы, в атомах которых очередные электроны занимают f-орбитали и поскольку емкость f-орбиталей равна 14 электронам, то образуется 14 вторых побочных подгрупп. Электроны занимают f-орбитали тогда, когда

атом имеет шесть энергетических уровней, поэтому вторые побочные подгруппы появляются только в VI и VII периодах.

Таким образом, с каждым новым четным периодом (II, IV, VI) появляется новая категория подгрупп.

Формирование побочных подгрупп начинается с III группы периодической системы (Sc, Y, La, Ac), а заканчивается во II группе (Zn, Cd, Hg), поэтому счет побочных подгрупп следует начинать с III группы, а не с I группы.

Период – это горизонтальный ряд элементов, атомы которых имеют одно и то же число энергетических уровней, равное номеру периода.

Зная распределение электронов в атоме, можно определить положение элемента в периодической системе и, следовательно, его свойства. И, наоборот, зная положение элемента в периодической системе, можно записать электронную конфигурацию атома.

Физический смысл периодического изменения свойств элементов составляет периодическая повторяемость определенных типов электронных конфигураций атомов с увеличением заряда ядра.

Периодическая система представляет собой следствие фундаментальных физических закономерностей, которым подчиняется строение атома.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ:

1. Перечислите основные постулаты квантовой механики.
2. Что называется орбиталью?
3. Охарактеризуйте 4 квантовых числа n , L , m , s ; какие из них характеризуют атомную орбиталь?
4. Размер, форма и направленность атомных орбиталей.
5. Квантовый слой (уровень), подуровень.
6. Каким закономерностям подчиняется формирование электронных оболочек атомов?
7. В чем заключается принцип наименьшей энергии?
8. Сформулируйте запрет Паули.
9. В чем смысл правила Гунда?
10. К какому семейству элементов относятся следующие элементы:
Hg, Ar, Mn, As, Ba?

11. Напишите формулу частицы, которая получится, если атом фосфора присоединит 3 электрона, атом марганца отдаст 2 электрона, атом цинка отдаст 2 электрона.
12. К какому семейству элементов относятся атомы, электронные формулы валентного слоя которых имеют вид:

$\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2;$	$\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2;$
$\dots 5s^2 5p^6;$	$\dots 3s^2 3p^6 4s^2?$
13. В чем заключается современная формулировка периодического закона?
14. В чем заключается физический смысл периодичности?
15. Что такое вторичная и дополнительная периодичность?
16. Что называется периодом, группой и подгруппой?

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

Число неспаренных электронов в атоме мышьяка в невозбужденном состоянии:

- 1) 1;
 - 2) 2;
 - 3) 3;
 - 4) 4.
3. Чем отличаются атомы двух изотопов одного и того же элемента?
 - 1) числом нейтронов;
 - 2) зарядом ядра;
 - 3) числом электронов;
 - 4) ничем.
 4. На третьем энергетическом уровне имеется по 8 электронов у каждой из частиц:
 - 1) Na^+ и Ar ;
 - 2) S^{2-} и Ar ;
 - 3) F^- и Ne ;
 - 4) Mg^{2+} и S .
 5. Химический элемент, формула высшего оксида которого R_2O_7 , имеет электронную конфигурацию атома:
 - 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1;$
 - 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5;$
 - 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1;$
 - 4) $1s^2 2s^2.$
 6. Какую электронную конфигурацию имеет атом наиболее активного металла?
 - 1) $1s^2 2s^2 2p^1;$
 - 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1;$
 - 3) $1s^2 2s^2;$
 - 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1.$

7. Число энергетических уровней и число внешних электронов атома мышьяк равны соответственно:
- 1) 4,6;
 - 2) 4,5;
 - 3) 2,5;
 - 4) 3,7.
8. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует частице:
- 1) Na^+ ;
 - 2) Li^+ ;
 - 3) K^+ ;
 - 4) Cs^+ .
9. Одинаковое строение имеют частицы:
- 1) Na^0 и Na^+ ;
 - 2) Na^0 и K^0 ;
 - 3) Na^+ и F^- ;
 - 4) Cr^{2+} и Cr^{3+} .
10. Высший оксид состава ЭО_3 образует элемент с электронной конфигурацией внешнего электронного слоя:
- 1) $ns^2 np^1$;
 - 2) $ns^2 np^3$;
 - 3) $ns^2 np^4$;
 - 4) $ns^2 np^6$;
11. При нормальных условиях 8 г кислорода занимают объем:
- 1) 1 л;
 - 2) 22,4 л;
 - 3) 11,2 л;
 - 4) 5,6 л.
12. Если при нормальных условиях 10 г газа занимают объем 5,6 л, то его молярная масса равна:
- 1) 40 г/моль;
 - 2) 20 г/моль;
 - 3) 10 г/моль;
 - 4) 30 г/моль.
13. Какие значения принимает магнитное квантовое число для орбиталей d-подуровня?
- 1) 0,1,2;
 - 2) -2, -1, 0, +1, +2;
 - 3) -1, 0,+1;
 - 4) +1, +2, +3.
14. Как обозначается подуровень, для которого $n=4$, $l=0$?
- 1) 4f;
 - 2) 4d;
 - 3) 4p;
 - 4) 4s.
15. Какое квантовое число характеризует размер электронного облака?

- 1) n;
- 2) l;
- 3) **m**;
- 4) s.

16. Число электронов в атоме равно:

- 1) числу нейтронов;
- 2) числу протонов;
- 3) номеру периода;
- 4) номеру группы.

В порядке возрастания атомного радиуса химические элементы расположены в ряду:

- 1) Be, B, C, N;
- 2) Rb, K, Na, Li;
- 3) O, S, Se, Te;
- 4) Mg, Al, Si, P.

2. В ряду элементов Cs → Rb → K → Na → Li увеличивается:

- 1) атомный номер;
- 2) атомный радиус;
- 3) число валентных электронов;
- 4) электроотрицательность.

3. В ряду элементов: азот → кислород → фтор увеличивается:

- 1) атомный радиус;
- 2) число неспаренных электронов в атоме;
- 3) число s-электронов в атоме;
- 4) электроотрицательность.

4. Наиболее выражены металлические свойства у:

1. натрия;
2. магния;
3. рубидия;
4. кальция.

5. В ряду элементов Cl → Br → I происходит:

- 1) усиление кислотного характера высших оксидов;
- 2) усиление натяжения валентных электронов к **ядру**;
- 3) увеличение электроотрицательности;
- 4) увеличение радиуса атома.

6. Сила притяжения электронов внешнего **слоя** к **ядру** возрастает в **ряду**:

- 1) **K** → Rb → Cs;
- 2) Na → Mg → Al;
- 3) Br → Se → As;
- 4) Sc → Ca → K.

7. Как изменяются свойства гидроксидов, образованных металлами главной подгруппы II группы, при увеличении заряда ядра атомов?
- 1) щелочь → нерастворимое основание → амфотерный гидроксид;
 - 2) амфотерный гидроксид → нерастворимое основание → щелочь;
 - 3) кислота → амфотерный гидроксид → щелочь;
 - 4) основания → амфотерный гидроксид → кислота.
8. В одной группе периодической системы Д.И. Менделеева расположены:
- 1) цинк, кадмий, ртуть;
 - 2) цинк, галлий, германий;
 - 3) кальций, цинк, кадмий;
 - 4) медь, цинк, галлий.
9. Металлические свойства элементов в ряду $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$:
- 1) усиливаются, так как увеличивается число валентных электронов;
 - 2) изменяются периодически, так как возрастает заряд ядра;
 - 3) уменьшаются, так как уменьшается атомный радиус;
 - 4) не изменяются, так как в атомах этих элементов одинаковое число электронных слоев.
2. К p-элементам относятся:
- 1) водород;
 - 2) калий;
 - 3) медь;
 - 4) алюминий.
3. Наименьшей электроотрицательностью обладает элемент:
- 1) бериллий;
 - 2) бор;
 - 3) углерод;
 - 4) азот.
4. В ряду химических элементов Li, Be, B, C металлические свойства:
- 1) ослабевают;
 - 2) усиливаются;
 - 3) не изменяются;
 - 4) изменяются периодически.
13. Наименьшим значением энергии ионизации атома среди приведенных элементов обладает элемент с порядковым номером:
- 1) 26;
 - 2) 56;
 - 3) 30;
 - 4) 82.

14. Электронная формула $\dots 4d^5 5s^1$ принадлежит химическому элементу:

- 1) Ag;
- 2) Te;
- 3) Cr;
- 4) Mo.

15. Сколько свободных d-орбиталей имеет атом ванадия?

- 1) 5;
- 2) 1;
- 3) 10;
- 4) 2.

16. Какой из элементов имеет наименьшее значение энергии ионизации?

- 1) литий;
- 2) фтор;
- 3) железо;
- 4) йод.

Занятие 6

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: экспериментально изучить реакции получения оксидов, оснований, кислот и солей и исследовать свойства этих соединений.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

1. Приборы для получения диоксида углерода и водорода.
2. Тигельные щипцы.
3. Фарфоровая чашка.
4. Фарфоровая ступка с пестиком.
5. Тигель.
6. Микрошпатель.
7. Металлическая ложка.
8. Покровные стекла.
9. Пробирки цилиндрические. 10. Фильтровальная бумага.
11. Пинцет.
12. Стаканы (500 и 100 мл).
13. Стеклянные палочки.
14. Промывалка с дистиллированной водой.

РЕАКТИВЫ:

1. Сера.
2. Фосфор (красный).
3. Натрий.
4. Магний (лента или стружка).
5. Медь (пластина или проволока).
6. Железо (опилки или стружка).

7. Цинк (гранулированный).
8. Оксид магния.
9. Оксид кальция.
10. Оксид бария.
11. Оксид меди (II).
12. Оксид цинка.
13. Оксид свинца (II).
14. Оксид фосфора (V).
15. Оксид кремния (IV).
16. Мел.
17. Оксид алюминия.
18. Карбонат кальция.
19. Ацетат натрия.
20. Гидрокарбонат меди (II).
21. Сульфид железа (II).

ИНДИКАТОРЫ:

1. Лакмусовая бумага.
2. Универсальная индикаторная бумага.
3. Нейтральные растворы лакмуса, фенолфталеина, метилового оранжевого.

РАСТВОРЫ:

1. Соляная кислота (2 М).
2. Серная кислота (2 М).
3. Азотная кислота (2 М).
4. Фосфорная кислота (2 М).
5. Гидроксид натрия (2 М и 40% -ный).
6. Гидроксид кальция (насыщ.).
7. Сульфат меди (II) (0,5 М).
8. Карбонат натрия (0,5 М).
9. Хлорид железа (III) (0,5 М).
10. Сульфат марганца (II) (0,5 М).
11. Нитрат или ацетат свинца (II) (0,5 М).
12. Хлорид или сульфат цинка (0,5 М).
13. Сульфат никеля (II) (0,5 М).
14. Сульфат кобальта (II) (0,5 М).
15. Сульфат алюминия (0,5 М).
16. Сульфат хрома (III) (0,5 М).

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДОВ И ОСНОВАНИЙ

ОПЫТ 1. ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

А. Тонкую медную пластинку зажать тигельными щипцами (или пинцетом) и внести в пламя горелки. Нагреть до почернения. Составить уравнение реакции.

Б. Зажечь кусочек магниевой ленты, держа ее тигельными щипцами. Образовавшийся белый порошок сохранить для следующего опыта. Написать уравнение реакции.

В. На металлической ложке внести в стакан горящий красный фосфор. Стакан неплотно закрыть стеклянной пластинкой. Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

Г. Получить в пробирке голубой осадок гидроксида меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ взаимодействием 1-2 мл раствора CuSO_4 с 0,5-1 мл раствором щелочи. Осторожно нагреть полученный осадок. Как изменяется цвет осадка? Составить уравнения реакций.

Д. Поместить в пробирку немного гидрокарбоната меди (II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, которую нужно опустить в пробирку с известковой водой. Нагреть пробирку с солью в пламени горелки. Отметить и объяснить изменение цвета соли и изменения в пробирке с известковой водой. Написать уравнения реакции.

Е. Зажать в щипцы небольшой кусочек мела и прокалить его в течение 5—7 мин в верхней части пламени горелки. На какие вещества разлагается CaCO_3 при нагревании? Написать уравнение реакции. Затем, добавив в фарфоровую чашку с водой несколько капель фенолфталеина, опустить прокаленный кусочек. Записать наблюдения и составить уравнения реакций.

ВЫВОД:

ОПЫТ 2. СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

А. Белый порошок оксида магния MgO , полученный в оп. 1.1.Б, поместить в чашку с водой, размешать и испытать раствором фенолфталеина. Отметить малую растворимость в холодной воде оксида магния и изменение окраски индикатора. Составить уравнение реакции.

Вместо оксида магния можно взять порошок оксида кальция CaO или оксида бария BaO .

Б. Поместить в пробирку немного порошка оксида меди (II) CuO . Добавить 10—12 капель разбавленной соляной или серной кислоты. Осторожно нагреть пробирку. Отметить цвет полученного раствора. Написать уравнение реакции.

В. В фарфоровой ступке тщательно перетереть оксид свинца (II) PbO и оксид кремния (IV) SiO_2 . Поместить смесь в тигель или тугоплавкую пробирку. Нагреть на сильном огне газовой горелки до получения силиката свинца PbSiO_3 . Составить уравнение реакции.

ВЫВОД:

ОПЫТ 3. СВОЙСТВА КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ

А. В пробирку поместить с помощью стеклянной палочки немного оксида фосфора (V) P_2O_5 и добавить несколько капель воды. Наблюдать растворение, встряхивая пробирку. Испытать полученный раствор лакмусом. Отметить реакцию среды и написать уравнение реакции.

Б. Пропустить диоксид углерода CO_2 из аппарата Киппа в раствор гидроксида кальция $Ca(OH)_2$. Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

ВЫВОД:

ОПЫТ 4. СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ОКСИДОВ

В две пробирки поместить по 1 микрошпателью оксида цинка (II) ZnO . В первую пробирку добавить 1,0-1,5 мл кислоты, в другую столько же концентрированного раствора щелочи. Встряхивать содержимое пробирок до растворения осадков в обеих пробирках. Написать уравнения реакций и сделать вывод о характере взятого оксида.

ВЫВОД:

ОПЫТ 5. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

А. Пинцетом взять из банки кусочек натрия (размером не более спичечной головки), протереть его фильтровальной бумагой для удаления керосина и бросить в большую фарфоровую чашку с водой. После окончания реакции добавить в чашку несколько капель фенолфталеина. Записать наблюдения и уравнение реакции.

Б. В фарфоровую чашку поместить 1 микрошпатель оксида кальция CaO или оксида бария BaO и прилить 1,5-2,0 мл воды. Размешать содержимое стеклянной палочкой и добавить 2-3 капли фенолфталеина. Отметить цвет индикатора и написать уравнение реакции.

В. В пробирку с несколькими каплями раствора Na_2CO_3 добавлять по каплям раствор гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ до образования осадка. Отметить его цвет. Что представляет собой раствор над осадком? Составить уравнение реакции.

Г. В пробирку с раствором сульфата меди (II) $CuSO_4$ добавить избыток раствора гидроксида натрия. Прodelать аналогичные опыты с растворами солей железа (III) и марганца (II). Составить уравнения реакций. Отметить цвет осадков.

ВЫВОД:

ОПЫТ 6. СВОЙСТВА ЩЕЛОЧЕЙ

А. В трех пробирках испытать действие индикаторов — фенолфталеина, лакмуса, метилового оранжевого — на раствор щелочи. Записать наблюдения.

Б. Налить в стакан немного раствора щелочи, прибавив к раствору 2-3 капли фенолфталеина. Добавлять по каплям раствор кислоты (помешивая стеклянной палочкой) до исчезновения окраски индикатора. Составить уравнение реакции нейтрализации.

В. Поместить в пробирку 6-8 капель раствора соли свинца (II) $Pb(NO_3)_2$ или $Pb(CH_3COO)_2$. Прибавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка. (После прибавления каждой капли щелочи пробирку встряхивать.) Отметить цвет осадка и написать уравнение реакции.

Г. Поместить в тигель 1 микрошпатель оксида кремния(IV) SiO_2 и прилить 3-4 мл концентрированного раствора $NaOH$. Нагреть тигель до полного растворения SiO_2 . Составить уравнение реакции.

ВЫВОД:

ОПЫТ 7. СВОЙСТВА НЕРАСТВОРИМЫХ ОСНОВАНИЙ

А. Получить осадок гидроксида никеля (II) $Ni(OH)_2$, прибавляя к 2-3 каплям раствора соли никеля (II) избыток раствора щелочи. Испытать действие кислоты на полученный осадок. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

Б. Получить осадок гидроксида свинца (II), как это указано в оп. 6.В. Нагреть его в пламени горелки. Как изменяется цвет осадка? Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

ВЫВОД:

Занятие 7

ОПЫТ 8. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КИСЛОТ

А. В стакан с небольшим объемом воды внести на железной ложке горящую серу. Стакан неплотно прикрыть стеклянной пластинкой. Когда сера сгорит, растворить образовавшийся газ SO_2 в воде встряхиванием стакана. Раствор испытать индикатором (метиловым оранжевым). Записать наблюдения и уравнения реакций.

Б. Взять у лаборанта сухую пробирку, наполненную хлором. Другую пробирку наполнить водородом из аппарата Киппа. Держа пробирку с водородом отверстием вниз, приложить ее к отверстию пробирки с хлором и смешать содержащиеся в них газы, несколько раз перевернув пробирки. Разъединив пробирки, внести их отверстием в пламя газовой горелки. Что наблюдается? Тотчас же после реакции налить в одну из пробирок немного воды, взболтать и испытать образовавшийся раствор лакмусом. Составить уравнение реакции.

В. Положить в пробирку немного кристаллов ацетата натрия $NaCH_3COO$ и прибавить несколько капель H_2SO_4 . Определить по запаху, какое вещество образовалось. Написать уравнение реакции.

ВЫВОД:

ОПЫТ 9. СВОЙСТВА КИСЛОТ

А. В трех пробирках испытать действие индикаторов — лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина — на разбавленный раствор любой кислоты. Записать наблюдения.

Б. В четырех пробирках испытать действие разбавленного раствора серной или соляной кислоты на магний, железо, цинк и медь. При необходимости нагреть содержимое пробирок. В каких случаях наблюдается химическая реакция? Написать уравнения реакций. Отметить положение указанных металлов в электрохимическом ряду напряжений (см. ряд напряжений металлов).

В. Поместить в две пробирки отдельно по 1 микрошпателью оксида магния MgO и оксида цинка ZnO . Добавить в каждую по 1,0-1,5 мл соляной или разбавленной серной кислоты. Осторожно нагреть пробирки. Составить уравнения реакций.

Г. Испытать действие соляной или разбавленной серной кислоты на осадки гидроксидов меди (II) $Cu(OH)_2$ и марганца (II) $Mn(OH)_2$, предварительно получив их в двух пробирках по реакции обмена между растворами солей меди (II), марганца (II) и $NaOH$. Записать наблюдения и составить уравнения реакций.

Д. Поместить в пробирку кусочек карбоната кальция $CaCO_3$. Приливать по каплям соляной или разбавленной азотной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

ВЫВОД:

ОПЫТ 10. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

А. В две пробирки внести по 1 мл раствора любой соли цинка. Добавлять по каплям раствор $NaOH$ до образования осадка $Zn(OH)_2$ (пробирку встряхивать для перемешивания). К полученному осадку в первую пробирку прибавить раствор кислоты, в другую — избыток раствора щелочи. Происходит ли растворение осадка в обеих пробирках? Записать наблюдения и составить уравнения реакций.

Б. Повторить оп. 10.А, взяв в качестве реактива растворы солей алюминия и хрома (III). Написать уравнения реакций. Сделать вывод о характере гидроксидов цинка $Zn(OH)_2$, алюминия $Al(OH)_3$ и хрома (III) — $Cr(OH)_3$.

ВЫВОД:

ЗАНЯТИЕ 8

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА СОЛЕЙ

ОПЫТ 11. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА СРЕДНИХ СОЛЕЙ

(Опыты 11А и 11Б проводить под тягой.)

А. Насыпать в сухую пробирку тщательно перемешанную смесь 4 мас. ч. серы с 7 мас. ч. железных опилок. Укрепив пробирку со смесью вертикально в штативе, нагреть дно пробирки до появления красного накала. Наблюдать дальнейший разогрев всей

массы, вызванный экзотермической реакцией образования сульфида железа (II) FeS. Написать уравнение реакции. (Продукт сохранить.)

Б. На полученный в оп. 11.А сульфид железа (II) подействовать соляной или разбавленной серной кислотой. Отметить запах выделяющегося газа H_2S и записать уравнение реакции.

В. В одну пробирку с раствором сульфата меди (II) положить немного металлического железа, а в другую пробирку с раствором соли свинца (II) $Pb(NO_3)_2$ или $Pb(CH_3COO)_2$ — две гранулы цинка. Пробирки оставить стоять в течение 2 - 3 мин. Что появляется на поверхности металлов? Написать уравнения реакций и объяснить возможность их протекания, пользуясь рядом напряжения металлов.

Г. В трех пробирках испытать действие растворов: хлорида натрия NaCl на нитрат серебра $AgNO_3$, сульфата натрия Na_2SO_4 на хлорид бария $BaCl_2$, хлорида кальция $CaCl_2$ на карбонат натрия Na_2CO_3 . Записать наблюдения и составить уравнения реакций.

ВЫВОД:

ОПЫТ 12. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛЫХ СОЛЕЙ И ИХ СВОЙСТВА

А. Налить в пробирку раствор гидроксида кальция $Ca(OH)_2$. Пропустить диоксид углерода CO_2 из аппарата Киппа, полностью погрузив конец отводной трубки в пробирку с раствором гидроксида кальция. Наблюдать вначале образование осадка средней соли $CaCO_3$, а затем его растворение вследствие образования кислой соли $Ca(HCO_3)_2$. Составить уравнение реакции образования средней соли и уравнение реакции взаимодействия средней соли с избытком угольной кислоты. Полученный раствор сохранить.

Б. К полученному в предыдущем опыте раствору гидрокарбоната кальция прилить немного раствора гидроксида кальция. Записать наблюдения. Составить уравнение реакции превращения кислой соли в среднюю.

В. Внести в пробирку несколько капель насыщенного раствора гидроксида кальция. Прибавлять по каплям разбавленный раствор фосфорной кислоты H_3PO_4 . Отметить цвет образовавшегося осадка средней соли. Прилить к осадку избыток фосфорной кислоты, перемешивая стеклянной палочкой содержимое пробирки. Почему осадок растворяется при прибавлении избытка кислоты? Составить уравнения реакций образования средней соли и превращения ее в кислую соль (дигидрофосфат кальция) - $Ca(H_2PO_4)_2$.

ВЫВОД:

ОПЫТ 13. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНЫХ СОЛЕЙ И ИХ СВОЙСТВА

А. К раствору сульфата кобальта (II) $CoSO_4$ приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. Составить уравнение реакции образования основной соли $(CoOH)_2SO_4$. Осадок сохранить.

Б. Осадок, полученный в оп. 13А, разделить на две порции и поместить в пробирки. К одной порции добавить раствор щелочи до изменения цвета осадка, к другой — раствор серной кислоты до его растворения. Отметить цвет полученного осадка и образовавшегося раствора. Составить уравнения реакций превращения основной соли в основание $\text{Co}(\text{OH})_2$ и основной соли в среднюю CoSO_4 .

Оформить лабораторную работу в тетради и сделать вывод по работе.

ВЫВОД:

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ К ЗАНЯТИЯМ № 6, 7, 8

1. Классификация оксидов, способы их получения, свойства.
2. Классификация оснований, способы их получения, свойства.
3. Классификация кислот, способы их получения, свойства.
4. Классификация солей, способы их получения, свойства.
5. Какие из перечисленных веществ реагируют с гидроксидом калия: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, ZnO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$? Написать уравнения соответствующих реакций.
6. Какие из указанных соединений будут попарно взаимодействовать: P_2O_5 , NaOH , ZnO , AgNO_3 , Na_2CO_3 , KCl , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 ? Составить уравнения реакций.
7. Назвать и написать графические формулы следующих веществ: CrCl_3 , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, MgSO_4 , AlOHCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, CrOH_2SO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{HS})_2$, $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_3$, $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{CO}_3$, $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$, CaSiO_3 , FeOHNO_3 .
8. Составить уравнения реакций получения всеми возможными способами следующих солей: сульфат меди (II), нитрат натрия, карбонат кальция.
9. Изменяя соотношения реагирующих веществ по реакции
$$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$$
получить кислые, основную и среднюю соли.
10. Составить уравнения реакций получения указанных ниже солей: дигидрофосфат натрия, гидросульфит бария, хлорид дигидроксоалюминия, нитрат гидроксохрома(III). Как превратить эти соли в средние? Написать уравнения соответствующих реакций.
11. Составить уравнения, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
 - б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
 - в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

II. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ:

7. Приведите по два примера: а) средних, б) кислых, в) основных солей:
 - 1) а) Na_2SO_4 , K_2CO_3 ; б) NaH_2PO_4 , $\text{Ba}(\text{HS})_2$; в) $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$;
 - 2) а) FeSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; б) K_2SiO_3 , NaHSO_3 ; в) $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{Br}_2$;
 - 3) а) LiClO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; б) KHCO_3 , CaSO_4 ; в) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$;
 - 4) а) KCl , AgNO_3 ; б) KHCO_3 , NH_4Cl ; в) $[\text{Fe}(\text{OH})]_2\text{SO}_3$, $\text{Cr}(\text{OH})\text{SO}_4$.
8. Гидрокарбонат меди (II) представляет собой:

- 5) нерастворимое в воде основание;
 - 6) кислую соль;
 - 7) **основную** соль;
 - 8) нерастворимую в воде среднюю соль.
9. Гидроксоалюминат натрия представляет собой:
- 5) нерастворимое в воде основание;
 - 6) кислую соль;
 - 7) четырехосновную кислоту;
 - 8) растворимую в воде комплексную соль.
10. При действии азотной кислоты на карбонат магния выделяется:
- 5) угарный газ;
 - 6) гремучий газ;
 - 7) веселящий газ;
 - 8) углекислый газ.
11. Для качественного обнаружения кислот и щелочей используют индикаторы *лакмус* и *метиловый оранжевый*. Какую окраску имеют эти индикаторы: а) в кислой, б) в щелочной среде?
- 3) а) лакмус - красный, метилоранж - красный;
б) лакмус - синий, метилоранж - желтый;
 - 4) а) лакмус - красный, метилоранж - синий;
б) лакмус - желтый, метилоранж - красный;
 - 3) а) лакмус - синий, метилоранж - желтый;
б) лакмус - красный, метилоранж - желтый;
 - 4) а) лакмус - синий, метилоранж - красный;
б) лакмус - красный, метилоранж - красный.
12. Силикат калия - это:
- 5) оксид;
 - 6) соль;
 - 7) кислота;
 - 8) простое вещество.
7. Кислотным и основным оксидом являются соответственно:
- 5) SO_2 и MgO ;
 - 6) CO_2 и Al_2O_3 ;
 - 7) Na_2O и FeO ;
 - 8) ZnO и SO_3 .
8. Оксид серы (VI) взаимодействует с каждым из двух веществ:
- 5) вода и соляная кислота;
 - 6) кислород и оксид магния;
 - 7) оксид кальция и гидроксид натрия;
 - 8) вода и медь.
9. Гидроксид цинка может реагировать с каждым веществом в паре:
- 5) сульфат кальция и оксид серы (VI);

- б) гидроксид натрия и соляная кислота;
 - в) вода и хлорид натрия;
 - г) сульфат бария и гидроксид алюминия.
11. Раствор сульфата меди (II) реагирует с каждым из двух веществ:
- а) соляная кислота и кремниевая кислота;
 - б) вода и гидроксид калия;
 - в) кислород и азотная кислота;
 - г) гидроксид натрия и хлорид бария.
11. В каком ряду все соли реагируют с цинком?
- а) CuCl_2 , NaNO_3 , FeSO_4 ;
 - б) AgNO_3 , CuSO_4 , FeCl_2 ;
 - в) CaBr_2 , AgCl , MgSO_4 ;
 - г) NiSO_4 , MgCl_2 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$.
12. В какой схеме можно осуществить превращения с помощью воды и азотной кислоты?
- а) $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3$;
 - б) $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 - в) $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$;
 - г) $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
19. Соль состава $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_2$ имеет название:
- а) гидронитрит железа (II);
 - б) гидроксонитрат железа (III);
 - в) дигидроксонитрат железа (II);
 - г) дигидроксонитрит железа (III).
20. Гидроксид меди реагирует с раствором:
- а) NaOH ;
 - б) HCl ;
 - в) Na_2SO_4 ;
 - г) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
21. Выберите тот ряд, где находятся только формулы кислот:
- а) KH_2PO_4 , NaHSO_3 , HNO_3 ;
 - б) H_2SO_3 , H_2S , H_2SiO_3 ;
 - в) SO_2 , HClO_4 , NaOH ;
 - г) H_3PO_4 , KF , HBr .
22. В каком ряду все оксиды реагируют с раствором NaOH ?
- а) K_2O , MgO , CuO ;
 - б) Al_2O_3 , NO , Li_2O ;
 - в) Na_2O , Fe_2O_3 , CaO ;
 - г) ZnO , N_2O_3 , CO_2 .
23. К двухосновным бескислородным кислотам относится:
- а) H_3PO_4 ;
 - б) H_2S ;
 - в) H_2SO_3 ;
 - г) HCl .

24. Амфотерные свойства не проявляет гидроксид:
- 5) бериллия;
 - 6) кальция;
 - 7) алюминия;
 - 8) цинка.

Занятие 9, 10

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Изучение окислительно-восстановительных свойств веществ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: провести окислительно-восстановительные реакции (ОВР) с участием типичных окислителей и восстановителей, исследовать влияние среды на протекание ОВР и составить уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций).

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

1. Штатив с пробирками.
2. Спиртовка.
3. Держатель для пробирок.
4. Микрошпатель.
5. Лучинка.
6. Пипетка капельная.
7. Стаканы стеклянные.
8. Промывалка с дистиллированной водой.
9. Плитка электрическая.

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк (порошок).
2. Цинк гранулированный.
3. Алюминий гранулированный.
4. Хлорид аммония.
5. Сульфит натрия Na_2SO_3 .
6. Тригидрат нитрата меди (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.
7. Перманганат калия KMnO_4 .
8. Медь в виде проволоки или фольги.
9. Фосфор красный.

РАСТВОРЫ:

1. Перманганат калия KMnO_4 (0,5 н.).
2. Серная кислота H_2SO_4 (конц. и 2 н.).
3. Гидроксид натрия NaOH (2 н.).
4. Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н.).
5. Сульфит натрия Na_2SO_3 (0,5 н.).
6. Сульфид натрия Na_2S (0,5 н.).
7. Карбонат натрия Na_2CO_3 (0,5 н.).

8. Азотная кислота HNO_3 (конц., разб. 1: 1 и 2 н.).
9. Хлороводородная кислота HCl (2 н.).
10. Щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (0,1 н.).
11. Нитрит калия KNO_2 (0,5 н.).
12. Иодид калия KI (0,5 н.).
13. Пероксид водорода H_2O_2 (3 %).
14. Сульфат хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н.).
15. Сульфат меди (II) CuSO_4 (0,5 н.).
16. Хлорид бария BaCl_2 (0,5 н.).

ХОД РАБОТЫ

ОПЫТ I. ТИПИЧНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ

1.1. Перманганат калия

- В **сильнокислотной среде**. К 1-2 мл раствора перманганата калия прилейте равный объем разбавленной серной кислоты, а затем на кончике микрошпателя внесите немного кристаллического сульфита натрия до обесцвечивания. Чем обусловлено обесцвечивание раствора?

- В **сильнощелочной среде**. К 1-2 мл раствора перманганата калия прилейте равный объем 2 н. раствора гидроксида натрия или калия, а затем на кончике микрошпателя внесите немного кристаллического сульфита натрия. Раствор должен приобрести зеленый цвет, обусловленный образованием манганат-ионов.

- В **нейтральной среде**. К 1-2 мл раствора перманганата калия прилейте равный объем дистиллированной воды, а затем на кончике микрошпателя внесите немного кристаллического сульфита натрия. Какое вещество выделилось в виде коричневого осадка? В какой среде перманганат калия является наиболее сильным окислителем?

Составьте уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций) с учетом реакции среды.

ВЫВОД:

1.2. Дихромат калия

- Раствор дихромата калия (1-2 мл) в пробирке подкислите двумя каплями разбавленной серной кислоты и добавьте раствор сульфита натрия до изменения окраски смеси. Чем обусловлено изменение окраски раствора.

- К 2-3 мл раствора дихромата калия добавьте равный объем разбавленной серной кислоты и по каплям приливайте раствор сульфата железа (II). Как изменяется окраска раствора? Чем обусловлено это изменение?

Составьте уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций) с учетом кислой реакции среды.

ВЫВОД:

1.3. Азотная кислота

Внимание! Работать в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

- В две пробирки внесите по грануле меди и прилейте по 5 капель азотной кислоты: в первую пробирку концентрированной, во вторую – разбавленной. Смесь осторожно нагрейте. Какова окраска выделившегося газа в каждом случае? До каких продуктов восстанавливается азотная кислота (коп концентрированная и разбавленная)? Как влияет на ОВР нагревание?

- Внесите в пробирку микрошпателем немного красного фосфора и добавьте 10 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагрейте. Какой газообразный оксид азота образуется в этом случае?

Составьте уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций) с учетом реакции среды.

ВЫВОД:

1.4. Серная кислота (концентрированная)

Внимание! Работать в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

- Налейте в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внесите гранулу меди, осторожно нагрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих, т. к. возможен выброс реакционной смеси). Какой газ выделяется? Подтвердите ваш вывод с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором перманганата калия. Охладите пробирку и вылейте ее содержимое в стакан с 5—10 мл воды. После отстаивания взвешенных частиц осторожно перелейте раствор в пробирку. Чем обусловлено окрашивание раствора?

- Налейте в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внесите немного цинковой пыли, осторожно нагрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих, т. к. возможен выброс реакционной смеси). Какой газ выделяется? Подтвердите ваш вывод с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором сульфата меди (II) (сульфид меди CuS черного цвета). Чем объяснить различие газообразных продуктов восстановления серной кислоты при взаимодействии с медью и цинком?

Составьте уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций) с учетом реакции среды.

ВЫВОД:

ОПЫТ II. ТИПИЧНЫЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ

2.1. Металлы

- Внесите в пробирку гранулу алюминия и прилейте 2-3 мл разбавленной хлороводородной кислоты. Подогрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от

работающих, т. к. возможен выброс реакционной смеси). Какой газ выделяется? Какой продукт образуется при окислении алюминия? Будет ли идти аналогичная реакция, если вместо алюминия взять медь, вместо хлороводородной кислоты — разбавленную серную кислоту?

- Внесите в пробирку гранулу алюминия и прилейте **2-3** мл раствора гидроксида натрия. Подогрейте содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих, т. к. возможен выброс реакционной смеси). Какой газ выделяется? Какой продукт образуется при окислении алюминия в щелочной среде? В какой среде восстановительные свойства алюминия выражены сильнее? Назовите другие известные вам металлы, реагирующие с водой в щелочной среде.

Составьте уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций) с учетом реакции среды.

ВЫВОД:

2.2. Сероводород и сульфиды

Внимание! Опыты выполнять в вытяжном шкафу при включенной вентиляции: сероводород ядовит!

- К **2-3** мл раствора дихромата калия добавьте **1-2** мл разбавленной серной кислоты и раствор сероводорода до изменения окраски смеси. Чем обусловлено это изменение?

- В пробирку внесите **3** капли концентрированной серной кислоты и прилейте по каплям раствор сероводорода до помутнения смеси. Какой продукт образуется при окислении сероводорода?

- В пробирку внесите **2-3** мл раствора сульфата меди (II) и прилейте раствор сероводорода до полного осаждения сульфида меди (II) черного цвета. Смесь нагрейте, дайте осадку отстояться; удалите жидкость над осадком пипеткой. К осадку добавьте **4-5** капель концентрированной азотной кислоты и нагрейте до перехода осадка в раствор. Какие вещества образуются?

Составьте уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций) с учетом реакции среды.

ВЫВОД:

ОПЫТ III. ВЕЩЕСТВА, ПРОЯВЛЯЮЩИЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ И ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

3.1. Нитрит калия

- К 2-3 мл раствора нитрита калия прилейте равный объем разбавленной серной кислоты и 1-2 мл по каплям раствора иодида калия. Как изменяется цвет раствора? Какой газ выделяется?

- К 1-2 мл раствора перманганата калия прилейте столько же разбавленной серной кислоты и раствор нитрита калия до обесцвечивания смеси. Какой продукт образуется в результате окисления нитрит-иона?

Составьте уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций) с учетом реакции среды.

3.2. Пероксид водорода

- К 1-2 мл раствора иодида калия прилейте 1мл разбавленной серной кислоты и 2—3 капли раствора пероксида водорода. Какой окрашенный продукт образовался? Что получилось в результате восстановления пероксида водорода?

- К 1-2 мл раствора перманганата калия прилейте 2 капли разбавленной серной кислоты и раствор пероксида водорода до обесцвечивания смеси. Какой газ выделяется?

ВЫВОД:

ВОПРОСЫ

1. Степень окисления и окислительно-восстановительные реакции.
2. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций.
3. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от их положения в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях.
4. Важнейшие окислители и восстановители.
5. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
6. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:
 - методом электронного баланса;
 - методом полуреакций или ионно-электронным методом.

ЛИТЕРАТУРА ОСНОВНАЯ:

1. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С., Книжник А.З. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. - М: Интеграл-Пресс, 2008.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - М: Интеграл-Пресс, 2007.
4. Ершов Ю.А., Кононов А.М., Пузаков С.А., Попков В.А., Бабков А.В., Трофимов Л.И. Практикум по общей химии (учебное пособие для студентов медицинских специальностей вузов). М.: Высшая школа, 1988.

ЛИТЕРАТУРА ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1998.
2. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. - М.: Новая волна, 2007.
3. Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов./ Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Гликина и др. - М.: Просвещение, 1983.

4. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии: Учеб. пособие для технич. напр. и спец. вузов / Под ред. Н.В. Коровина. - М.: Высшая школа, 1998.

5. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов /В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др. Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. - М.: Дрофа, 2002.

6. Аликберова Л.Ю., Лидин Р.А., Молочко В.А., Логинова Г.П. Практикум по общей и неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений. - М.: Гуманит. изд. центр ВЛАДОС, 2004.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ:

1. Химические реакции, протекающих с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют:

- 1) реакциями ионного обмена;
- 2) окислительно-восстановительными реакциями;
- 3) стехиометрическими реакциями;
- 4) экзотермическими реакциями.

2. Окислитель - это атом, молекула или ион, который:

- 1) увеличивает свою степень окисления;
- 2) принимает электроны;
- 3) окисляется;
- 4) отдает свои электроны.

3. Степень окисления - это:

- 1) число, показывающее, с каким количеством одновалентных атомов может соединиться атом данного элемента;
- 2) отрицательный логарифм концентрации ионов окислителя в растворе;
- 3) условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что все связи в молекуле - ионные;
- 4) условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что все связи в молекуле - ковалентные.

4. Перманганат калия в кислой среде восстанавливается до:

- 1) манганат-иона;
- 2) оксида марганца (II);
- 3) оксида марганца (IV);
- 4) катиона Mn^{2+} .

5. Перманганат калия в нейтральной среде восстанавливается до:

- 1) манганат-иона;
- 2) оксида марганца (II);
- 3) оксида марганца (IV);
- 4) катиона Mn^{2+} .

6. Перманганат калия в щелочной среде восстанавливается до:

- 1) манганат-иона;
- 2) оксида марганца (II);
- 3) оксида марганца (IV);
- 4) катиона Mn^{2+} .

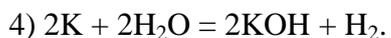
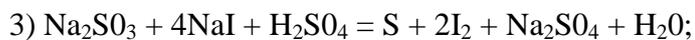
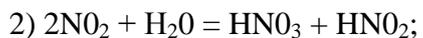
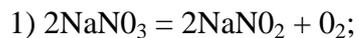
7. Каждая полуреакция восстановления или окисления количественно характеризуется:

- 1) степенью окисления;
 - 2) валентностью окислителя;
 - 3) стандартным окислительно-восстановительным потенциалом;
 - 4) числом Фарадея.
8. Чем больше стандартный окислительно-восстановительный потенциал:
- 1) тем сильнее окисленная форма как окислитель, и тем слабее восстановленная форма как восстановитель;
 - 2) тем слабее окисленная форма как окислитель, и тем сильнее восстановленная форма как восстановитель;
 - 3) тем меньшее количество продукта восстановления окислителя образуется в ОВР;
 - 4) тем меньше степень окисления элемента-окислителя.
9. Для превращения $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2$ требуется:
- 1) кислота;
 - 2) основание;
 - 3) окислитель;
 - 4) восстановитель.
10. В реакции $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ число электронов, принятых окислителем, равно:
- 1) 1;
 - 2) 2;
 - 3) 3;
 - 4) 4.
11. Указать вещество, которое является сильным окислителем:
- 1) HCl ;
 - 2) H_2O ;
 - 3) Na_2SO_4 ;
 - 4) HNO_3 .
12. Указать вещество, которое является сильным восстановителем:
- 1) Na_2S ;
 - 2) Na_2SO_4 ;
 - 3) NaOH ;
 - 4) NaCl .
13. Указать вещество, которое может быть и окислителем, и восстановителем:
- 1) H_2O ;
 - 2) H_2O_2 ;
 - 3) CO_2 ;
 - 4) CH_4 .
14. Отметить окислительно-восстановительную реакцию:
- 1) $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 2) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 3) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 4) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
15. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится следующая реакция: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$?
- 1) внутримолекулярная;
 - 2) межмолекулярная,

3)обмена,

4)диспропорционирования.

16.Отметить реакцию диспропорционирования:



17.Степень окисления хлора в KClO_3 равна:

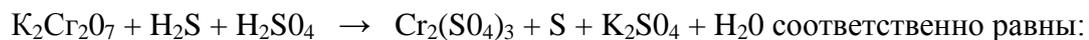
1)+1;

2)+3;

3)+5;

4)+7.

18.Коэффициенты при окислителе и восстановителе в реакции



1)2,3;

2)1,3;

3)3,1;

4)3,2