Методическое обеспечение: Соколова Н.Г., Макарова Л.Н.
Редактор: Макаров Е.И.
3D графика: Прасолов А.Е.
Script программирование: Егоров А.И.
Управление проектами: Сергиенко Е.В.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

по дисциплине «Общая химия»

«КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

ТИУ

ВВЕДЕНИЕ

Цель работы: Экспериментально изучить химические свойства сложных веществ – оксидов, оснований, кислот и солей.

Данное методическое указание предназначается для выполнения лабораторных работ по курсу «Общая и неорганическая химия» студентов очной и заочной форм обучения по направлениям: ХТб, ЭРПб, ТППб, ПСб, МТб,ТВб, ДЗб, НДб, МАШб, НТКб, ЭТМб, ТТПб, ГЛб, ЗКб, НДб, АТПб, ИВТб, ИСТб, ТБб, УКб, СМТб, КТМб, ТМОб, СРТб, ЭОТб,СПб, НТС, ПГЛ, ТГР, КТМб, ИНб.

В результате выполнения лабораторных работ студенты должны:

Знать:

- теоретические и практические основы химии, как науки о веществах;
- основные законы химии о способах превращения веществ.

Уметь:

- использовать и применять теоретические основы на практике;
- определять и решать задачи, поставленные в практической деятельности;
- разбираться и самостоятельно ориентироваться в химических вопросах, возникающих в дальнейшей работе.

Владеть:

- методами планирования и проведения измерительных экспериментов, выбора и использования методов обработки экспериментальных данных и оценки результатов эксперимента;
- практическими навыками проведения экспериментов и статистической обработки экспериментальных данных;
- методами оценки погрешностей при проведении экспериментов;
- навыками выполнения химических лабораторных операций.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Химические вещества делятся на простые и сложные. К простым веществам относятся металлы и неметаллы. Сложные вещества в неорганической химии составляют четыре основных класса: оксиды, основания, кислоты и соли.

1.1. Оксиды

ОКСИДЫ – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород (K_2O, SO_2, Al_2O_3).

Номенклатура. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия приводится в скобках римской цифрой степень окисления элемента, при этом знак последней не указывается. Например, CrO – оксид хрома (II), Cr_2O_3 – оксид хрома (III). Если элемент образует один оксид, то степень окисления не приводится. Например, K_2O – оксид калия.

По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие (MgO, ZnO, SO_2) и несолеобразующие (CO, NO, N_2O).

Солеобразующие оксиды в свою очередь подразделяются на основные, кислотные, амфотерные.

Основные оксиды – оксиды, способные к солеобразованию с кислотами и кислотными оксидами:

$BaO + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O$;

$MgO + SO_3 = MgSO_4$.

Образование основных оксидов характерно только для металлов в невысокой степени окисления.

Оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba, Ra) металлов взаимодействуют с водой, образуя основания. Например:

$K_2O + H_2O = 2KOH$;

$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$.

Большая часть основных оксидов с водой не взаимодействует (CuO, FeO, NiO), основания таких оксидов получают косвенным путем:

$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$ 1 стадия;

$CuCl_2 + 2KOH = Cu(OH)_2 + 2KCl$ 2 стадия.

Кислотные оксиды – оксиды, способные к солеобразованию с основаниями или с основными оксидами:

$SO_3 + 2KOH = K_2SO_4 + H_2O$;

$P_2O_5 + 3Na_2O = 2Na_3PO_4$.

К кислотным оксидам относятся оксиды типичных неметаллов (SO_2, N_2O_5, CO_2, SiO_2), а также оксиды металлов с высокой степенью окисления (MnO_3, CrO_3, Mn_2O_7 и др.).

Кислотные оксиды образуют гидратные формы, имеющие характер кислот. Кислоты образуются либо при непосредственном взаимодействии оксидов с водой, либо косвенным путем. Кислотные оксиды являются, следовательно, ангидридами кислородсодержащих кислот. Такие оксиды

как SO_3, SO_2, N_2O_3, N_2O_5 и др. образуют кислоты при непосредственном взаимодействии с водой. Например:

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;

$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$.

Большая часть кислотных оксидов с водой не взаимодействует (SiO_2, As_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7), кислоты им соответствующие получают косвенным путем:

$CrO_3 + 2KOH = K_2CrO_4 + H_2O$ 1 стадия;

$K_2CrO_4 + 2HCl = H_2CrO_4 + 2KCl$ 2 стадия.

Амфотерные оксиды способны к солеобразованию как с кислотами или кислотными оксидами, так и с основаниями или основными оксидами.

Амфотерные оксиды (BeO, ZnO, SnO, PbO, Al_2O_3, Cr_2O_3, MnO_2 и др.) образованы амфотерными металлами. Амфотерные оксиды обладают двойственными свойствами – свойствами основных и кислотных оксидов, например:

$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$;

$ZnO + 2KOH + H_2O = K_2[Zn(OH)_4]$.

Получение оксидов.

Взаимодействие простых веществ с кислородом:

$2Mg + O_2 = 2MgO$;

$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$.

Горением сложных веществ:

$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$;

$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$.

Термическим разложением кислот, солей, оснований:

$H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$;

$CaCO_3 = CaO + CO_2$;

$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$.

1.2. Основания

ОСНОВАНИЯ – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла, (исключение составляет NH_4^+), соединенных с одной или несколькими гидроксильными группами (NaOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$).

Номенклатура. По международной номенклатуре основания называют гидроксидами.

При наличии нескольких степеней окисления металла, образующего основание, гидроксид называют с указанием валентности металла римской цифрой в круглых скобках. Например: $Cr(OH)_2$ – гидроксид хрома (II), $Cr(OH)_3$ – гидроксид хрома (III).

По растворимости в воде основания делятся на растворимые (щелочи) и нерастворимые. К растворимым основаниям относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

Характерным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей. Например:

$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$;

$Ba(OH)_2 + CO_2 = BaCO_3 + H_2O$;

$2KOH + Al_2O_3 = 2KAlO_2 + H_2O$.

Амфотерные основания – гидраты амфотерных оксидов. Поэтому они, как и сами оксиды, обладают амфотерными свойствами. К амфотерным основаниям относятся: $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Sn(OH)_2$ и т.д.

При взаимодействии с кислотами амфотерные основания проявляют основные свойства, например:

$Be(OH)_2 + 2HCl = BeCl_2 + 2H_2O$.

При взаимодействии с основаниями амфотерные основания проявляют кислотные свойства, например:

$Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2\,[Be(OH)_4]$.

Получение. Растворимые в воде основания получают при взаимодействии металлов и их оксидов с водой, например:

$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$;

$K_2O + H_2O = 2KOH$.

Нерастворимые основания получают действием на водные растворы соответствующих солей щелочами, например:

$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3 + 3NaCl$.

1.3. Кислоты

КИСЛОТЫ – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться или обмениваться на атомы металла, и кислотных остатков.

По наличию кислорода в своем составе кислоты делятся на кислородсодержащие (HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4) и бескислородные (HCl, HF, HBr, H_2S).

По основности (количество атомов водорода в молекуле, способных замещаться на металл) кислоты делят на одноосновные (HI, $HClO_4$, HNO_2), двухосновные (H_2S, H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4, H_3AsO_4).

Номенклатура. Название бескислородной кислоты происходит от названия элемента или группы элементов, например, CN^- – циан, CNS^- – родан (тиоциан), образующего кислоту с добавлением суффикса «о» и слова «водородная»: H_2S – сероводородная кислота, HCN – циановодородная кислота, HCNS – родановодородная кислота.

Названия кислородосодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Если кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления, то к корню его русского названия добавляют суффикс «н(ая)» или «ов(ая)». Например, HNO_3 – азотная кислота, $HClO_4$ – хлорная кислота, H_2CrO_4 – хромовая кислота ($H_2Cr_2O_7$ – двухромовая). Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, низшей степени окисления элемента, используется суффикс «ист (ая)». Например, HNO_2 – азотистая кислота, H_2SO_3 – сернистая кислота.

Если элемент образует более двух кислородосодержащих кислот, то для их названия употребляют суффиксы «оват», «ист», в случае средней степени окисления кислотообразующего элемента. И в случае низшей степени окисления кислотообразующего элемента используют суффикс «оватист». Например:

$HClO_4$ – хлорная кислота;
$HClO_3$ – хлорноватая кислота;
$HClO_2$ – хлористая кислота;
HClO – хлорноватистая кислота.

Характерным свойством кислот является их способность взаимодействовать с основаниями, основными и амфотерными оксидами. Например: $2HCl + Cu(OH)_2 = CuCl_2 + 2H_2O$;

$2HNO_3 + CaO = Ca(NO_3)_2 + H_2O$;

$H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$.

1.4. Соли

СОЛИ можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или как продукты полного или частичного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками.

Средними (нормальными) солями называются продукты полного замещения атомов водорода кислоты атомами металлов или продукты

полного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками. Например: $MgCl_2$, K_2SO_4, $(NH_4)_3PO_4$.

Номенклатура. Название солей бескислородных кислот по международной номенклатуре производится от латинского названия кислотообразующего элемента с добавлением окончания «ид»: NaBr – бромид натрия, K_2S – сульфид калия.

В основе названия солей кислородосодержащих кислот лежит латинское название центрального атома. При постоянной степени окисления последнего название соли заканчивается окончанием «ат». Например: Na_2CO_3 – карбонат натрия, K_2ZnO_2 – цинкат калия.

Для центрального атома с переменной степенью окисления название солей, отвечающих высшей степени окисления, характеризуется окончанием «ат», а в случае промежуточной степени окисления кислотообразующего атома – окончанием «ит». Например: K_2SO_3 – сульфит калия, K_2SO_4 – сульфат калия.

Получение.

1. Взаимодействие основного оксида с кислотой:
   $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 = H_2O$.
2. Взаимодействие металла с солью другого металла:
   $Mg + ZnCl_2 = MgCl_2 + Zn$.
3. Взаимодействие металла с кислотой:
   $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2$.
4. Взаимодействие основания с кислотным оксидом:
   $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$.
5. Взаимодействие основания с кислотой:
   $Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$.
6. Взаимодействие соли с основанием:
   $FeCl_2 + 2KOH = Fe(OH)_2 + 2KCl$.
7. Взаимодействие двух солей:
   $Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 = BaSO_4 + 2KNO_3$.
8. Взаимодейсвие металла с неметаллом:
   $2K + S = K_2S$.
9. Взаимодействие кислоты с солью:
   $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$.
10. Взаимодействие кислотного и основного оксидов:
    $CaO + CO_2 = CaCO_3$.

Основные соли образуются в результате неполного замещения гидроксильных групп оснований кислотными остатками. Однокислотные основания (NaOH, KOH и др.) не образуют основных солей, поскольку содержат только одну гидроксильную группу.

Двухкислотные основания ($Zn(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ и др.) образуют один тип основных солей. Например: $ZnOHCl$, $MgOHNO_3$, $(FeOH)_2SO_4$.

Трехкислотные основания ($Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$) способны образовывать два вида основных солей. Например: $Al(OH)_2Cl$ и $AlOHCl_2$; $Fe(OH)_2NO_3$ и $FeOH(NO_3)_2$; $(Cr(OH)_2)_2SO_4$ и $CrOHSO_4$.

Номенклатура. По международной номенклатуре основные соли называются так же как средние. К названию металла добавляют приставку «гидроксо». Число гидроксильных групп указывают греческим числительным, например: $Al(OH)_2NO_3$ – нитрат дигидроксоалюминия, $AlOH(NO_3)_2$ нитрат гидроксоалюминия.

Получение. Основные соли получаются при взаимодействии избытка основания с кислотой. Например:

$Ca(OH)_2 + HCl = CaOHCl + H_2O$.

Основные соли можно получить при взаимодействии средней соли с основанием. Например:

$2NiSO_4 + 2KOH = (NiOH)_2SO_4 + K_2SO_4$.

Для перевода основной соли в среднюю, необходимо добавить одноименной кислоты:

$(NiOH)_2SO_4 + H_2SO_4 = 2NiSO_4 + 2H_2O$.

Кислые соли образуются в результате неполного замещения атомов водорода кислоты атомами металла.

Одноосновные кислоты (HCl, HBr, HNO_3 и др.) не образуют кислых солей, так как их молекулы содержат только один атом водорода, способный замещаться на металл.

Двухосновные кислоты (H_2SiO_3, H_2SO_4, H_2CO_3 и др.) образуют кислые соли только одного типа. Например: $KHSiO_3$, $KHSO_4$, $NaHCO_3$.

Трехосновные кислоты (H_3PO_4, H_3AsO_4 и др.) способны образовывать два типа кислых солей. Например: KH_2PO_4 и K_2HPO_4, KH_2AsO_4 и K_2HAsO_4. Формулы кислот представлены в таблице 1

Номенклатура. По международной номенклатуре названия кислых солей образуются подобно названиям средних солей, но при этом к названию кислотного остатка добавляют приставку «гидро». Количество атомов водорода указывают греческим числительным. Например: $KHSO_4$ – гидросульфат калия, $NaHS$ – гидросульфид натрия, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

Получение. Кислые соли можно получить взаимодействием многоосновной кислоты, взятой в избытке, с основанием или основным оксидом:

$H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$;

$2H_3PO_4 + CaO = Ca(H_2PO_4)_2 + H_2O$.

Кислые соли можно получить при взаимодействии средней соли с кислотой. Например:

$CuSO_4 + H_2SO_4 = Cu(HSO_4)_2$.

Для перевода кислой соли в среднюю, необходимо добавить одноименного основания:

$NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$.

Таблица 1

Формулы кислот и названия их анионов

Формула кислоты	Кислотный остаток	Международное название кислотного остатка	Формула кислоты	Кислотный остаток	Международное название кислотного остатка
H_2S	HS^-	гидросульфид	H_2SeO_3	SeO_3^{2-}	селенит
	S^{2-}	сульфид	H_2SiO_3	$HSiO_3^-$	гидросиликат
HF	F^-	фторид		SiO_3^{2-}	силикат
HCl	Cl^-	хлорид	H_2CO_3	HCO_3^-	гидрокарбонат
HBr	Br^-	бромид		CO_3^{2-}	карбонат
HI	I^-	иодид	CH_3COOH	CH_3COO^-	ацетат
H_2Se	Se^{2-}	селенид	$HMnO_4$	MnO_4^-	перманганат
H_2Te	Te^{2-}	теллурид	H_3BO_3	BO_3^{3-}	борат
HNO_3	NO_3^-	нитрат	H_2CrO_4	$HCrO_4^-$	гидрохромат
HNO_2	NO_2^-	нитрит		CrO_4^{2-}	хромат
H_2SO_4	HSO_4^-	гидросульфат	$H_2Cr_2O_7$	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат
	SO_4^{2}	сульфат	HClO	ClO^-	гипохлорит
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	дигидрофосфат	$HClO_2$	ClO_2^-	хлорит
	HPO_4^{2-}	гидрофосфат	$HClO_3$	ClO_3^-	хлорат
	PO_4^{3-}	ортофосфат	$HClO_4$	ClO_4^-	перхлорат
HPO_3	PO_3^-	метафосфат	H_3AsO_4	AsO_4^{3-}	арсенат
H_3PO_3	HPO_3^{2-}	гидрофосфит	H_3AsO_3	$HAsO_3^{2-}$	гидроарсенит
H_2SO_3	HSO_3^-	гидросульфит	HCN	CN^-	цианид
	SO_3^{2-}	сульфит	HCNS	CNS^-	роданид(тиоцианид)
H_2TeO_4	TeO_4^{2-}	теллурат		ZnO_2^{2-}	цинкат
H_2TeO_3	TeO_3^{2-}	теллурит	H_2SnO_3	SnO_3^{2-}	станнат
H_2SeO_4	SeO_4^{2-}	селенат	$H_2S_2O_3$	$S_2O_3^{2-}$	тиосульфат

2. ИНСТРУКЦИЯ ПО РАБОТЕ С ПРОГРАММОЙ

2.1. Активные клавиши клавиатуры

Для работы в этой лабораторной работе применяются следующие клавиши:

W – движение вперед;
S – движение назад;
A – шаг влево;
D – шаг вправо;
Z – приближение сцены;
C – присесть;
Tab, Esc – открытие меню, закрытие открытых окон;
F1 – открытие методички;
F2 – открытие окна настроек;
F10 – выход из лабораторной работы;
F12 – полноэкранный режим.



Рис. 2.1. Активные клавиши клавиатуры

2.2. Активные клавиши манипулятора

При движении мыши можно смотреть по сторонам, вверх и вниз (рис. 2.2).

Левая клавиша мыши (ЛКМ) - при нажатии объект помещается в руку или выполняется действие с ним.

Правая клавиша мыши (ПКМ) – при нажатии положение камеры фиксируется.



Рис. 2.2. Функции манипулятора

Примечание: После нажатия ПКМ невозможно приблизить и перевести взгляд вверх и в стороны. Если нажать на ПКМ при приближенной камере, то положение камеры зафиксируется.

Двери шкафов и краны открываются удерживанием ЛКМ и движением мыши в сторону. Для более удобного выполнения этих действий необходимо переключить режим нажатием ПКМ.

2.3. Инструментарий для выполнения лабораторной работы

Для вызова методички, нажмите F1 или в режиме прохождения ВЛР зайдите в меню (с помощью кнопки Tab или Esc) и нажмите в нем кнопку «Методичка» (рис. 2.3). Для удобства, при выполнении лабораторной работы, предусмотрена возможность сворачивания и разворачивания методических указаний в наиболее удобный для пользователя размер. Для регулирования размера окна методических указаний необходимо нажать на белый квадрат в верхней правой части методички. Также предусмотрена возможность перемещения методических указаний за зеленое обрамление.



Рис. 2.3. Меню

3. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

Общий вид сцены виртуальной лабораторной работы представлен на рис. 3.1.

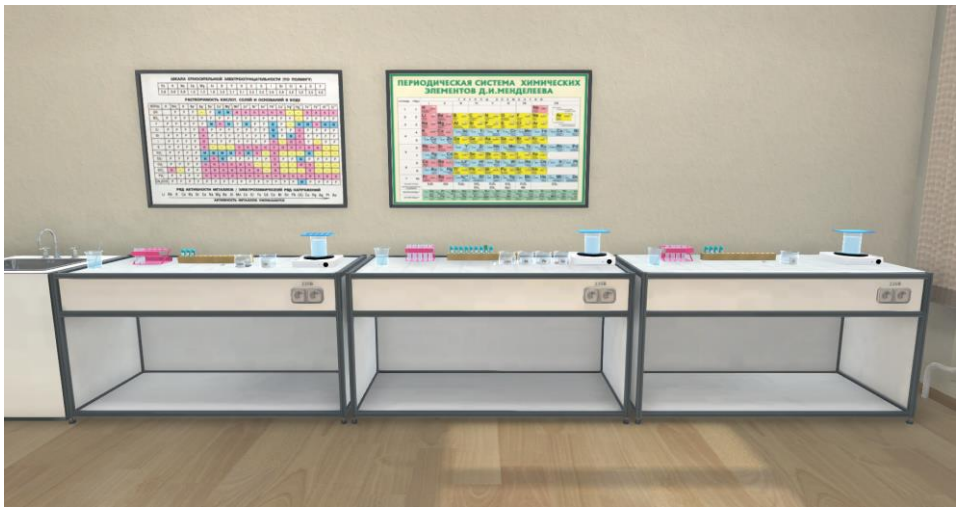


Рис. 3.1. Общий вид сцены ВЛР

Опыт 1. Свойства основных и кислотных оксидов.

а) Соединение основного оксида с водой.

Подойдите к первому столу. Возьмите первую пробирку и положите в нее микрошпатель оксида кальция, после чего добавьте дистиллированной воды, размешайте стеклянной палочкой. Почему жидкость мутная? Докажите образование в растворе $Ca(OH)_2$, добавив 1 каплю фенолфталеина. Напишите уравнение реакции образования гидроксида кальция. Сделайте вывод о том, в каких случаях при растворении основных оксидов в воде образуются основания. Какие вы знаете растворимые в воде основные оксиды? Поместите пробирку в штатив.

б) Взаимодействие основного оксида с кислотой.

Возьмите вторую пробирку. В пробирку поместите микрошпатель оксида меди (II) и добавьте 6 капель 1М серной кислоты. Нагрейте на водяной бане. Наблюдайте появление окраски раствора. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида меди (II) с серной кислотой. Сделайте вывод о характере оксида меди (II). Поместите пробирку в штатив.

Опыт 2. Свойства оснований и кислот.

а) Реакция нейтрализации.

Перейдите ко второму столу. Возьмите первую пробирку и поместите в нее 5 капель гидроксида натрия и 2 капли фенолфталеина. Добавляйте по каплям разбавленный раствор хлороводородной кислоты до исчезновения окраски фенолфталеина. Объясните наблюдаемые явления. Напишите

уравнения химической реакции. Сделайте вывод о том, какие вещества вступают в реакцию нейтрализации. Поместите пробирку в штатив.

б) Взаимодействие оснований с солями.

Возьмите вторую пробирку и поместите в нее 6 капель хлорида железа (III) и добавьте 3 капли гидроксида натрия. Размешайте стеклянной палочкой. Что наблюдается? Напишите уравнение происходящей реакции. Сделайте вывод о том, в каких случаях возможна реакция между основанием и солью. Поместите пробирку в штатив.

в) Взаимодействие кислот с солями.

Возьмите третью пробирку и поместите в нее несколько кристалликов ацетата натрия используя микрошпатель, после чего добавьте 5 капель разбавленной серной кислоты. Перемешайте стеклянной палочкой. Какой запах наблюдается? Запишите уравнение химической реакции. Сделайте вывод о том, в каких случаях возможна реакция между кислотой и солью. Положите пробирку в штатив.

г) Получение гидроксида меди (II) и разложение его при нагревании.

Возьмите четвертую пробирку и внесите в нее 3 капли раствора сульфата меди (II) и такое же количество гидроксида натрия. Перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдайте цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Нагрейте содержимое пробирки на водяной бане. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид меди (II)? Напишите уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения. Сделайте вывод о косвенном способе получения гидроксидов и разложении их при нагревании. Поместите пробирку в штатив.

д) Получение гидроксида цинка и исследование его свойств.

Возьмите пятую пробирку и внесите в нее 4 капли сульфат цинка, после чего добавьте 2 капли раствора гидроксида натрия. Перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдайте образования осадка гидроксида цинка. Испытайте отношение полученного гидроксида цинка к кислоте для чего добавьте в пробирку по каплям 2М раствор хлороводородной кислоты. Поместите пробирку в штатив.

Возьмите шестую пробирку и внесите в нее 4 капли сульфат цинка, после чего добавьте 2 капли раствора гидроксида натрия. Перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдайте образования осадка гидроксида цинка. Испытайте отношение полученного гидроксида цинка к избытку щелочи, для чего добавьте в пробирку по каплям раствор 2М гидроксида натрия до растворения осадка.

Запишите уравнения реакций получения гидроксида цинка и взаимодействия его с кислотой. Сделайте вывод о химическом характере гидроксида цинка. Поместите пробирку в штатив.

е) Взаимодействие кислот с металлами.

В 7, 8, и 9 пробирках поочередно при помощи микрошпателя внесите по кусочку алюминия, свинца, меди и налейте по 6 капель 2М раствора хлороводородной кислоты. Пробирки подогрейте на водяной бане, отметьте, в каких из них происходит химическое взаимодействие (по выделению газа). Напишите уравнения протекающих реакций и дайте названия всех полученных солей. Сделайте вывод о том, с какими металлами взаимодействуют разбавленные кислоты.

ж) Взаимодействие щелочи с металлами.

Возьмите десятую пробирку и налейте в нее 5 капель 2М раствора гидроксида натрия и добавьте с помощью микрошпателя кусочек алюминия. Напишите уравнение происходящей реакции по стадиям и суммарное уравнение реакции. Сделайте вывод, какие металлы взаимодействуют со щелочами. Поместите пробирку в штатив.

Опыт 3. Способы получения солей.

а) Взаимодействие солей между собой.

Перейдите к столу номер 3. Возьмите первую пробирку и поместите 5 капель нитрата свинца (II) и добавьте 3 капли иодида калия. Перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдайте выпадение осадка иодида свинца (II). Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод о том, в каком случае возможна реакция между солями? Поместите пробирку в штатив.

б) Взаимодействие солей с металлами.

Возьмите вторую пробирку и поместите в нее 5 капель раствора сульфата меди (II) и опустите в нее с помощью микрошпателя кусочек цинка. Что происходит при этом? Напишите уравнения химической реакции. Какие металлы, кроме цинка можно взять, чтобы вытеснить медь из раствора ее соли? Сделайте вывод о том, в каком случае соли взаимодействуют с металлами. Поместите пробирку в штатив.

в) Получение основной соли.

Возьмите третью пробирку и налейте в нее 4 капли сульфата меди (II) и прибавьте 6 капель раствора NaOH. Наблюдайте образование голубого осадка $Cu(OH)_2$. Нагрейте пробирку после чего перемешайте раствор стеклянной палочкой. Наблюдайте почернение осадка в результате разложения $Cu(OH)_2$ и образование оксида меди (II). Напишите уравнения реакций. Поместите пробирку в штатив.

Возьмите четвертую пробирку и налейте в нее 6 капель сульфата меди (II), после чего прибавьте 3 капли раствора NaOH. Перемешайте стеклянной палочкой. Раствор с осадком нагрейте. В этом случае изменение цвета не происходит, так как полученное соединение представляет собой не гидроксид меди, а основную соль меди, сульфат гидроксомеди $(CuOH)_2SO_4$. Поместите пробирку в штатив.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о том, при каких условиях образуются основные соли. Наблюдения и химические уравнения занесите в таблицу 3.1.

Таблица 3.1

Наблюдения и химические уравнения

Реактивы	Условия реакции	Химические уравнения наблюдаемых процессов	Наблюдения	Вывод
Опыт 1. Свойства основных и кислотных оксидов. а) Соединение основного оксида с водой.				

Форма оформления лабораторного отчета приведена в *приложении 1,2*.

4. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Назовите следующие оксиды и укажите степень окисления элемента, образующего оксид: Al_2O_3, SO_3, Cr_2O_3, P_2O_5, Cl_2O_7.
2. Охарактеризуйте химические свойства: а) основного оксида, б) кислотного оксида, в) амфотерного оксида.
3. Подтвердите уравнениями реакций.
4. Какие из приведенных оксидов CO_2, CaO, Fe_2O_3, SiO_2 Al_2O_3 способны к солеобразованию с кислотами? Напишите уравнения их взаимодействия с азотной кислотой.
5. Какие из указанных гидроксидов могут образовать основные соли: а) $Cu(OH)_2$; б) $LiOH$; в) $Al(OH)_3$; г) $Ba(OH)_2$; д) $NaOH$. Приведите реакции получения из них основных солей.
6. Выберите правильное название соединения $(CuOH)_2CO_3$: а) гидрокарбонат меди, б) карбонат гидроксомеди (II), в) карбонат дигидроксомеди (II)
7. Как получить среднюю соль из хлорида гидроксомагния?
8. Составьте формулы средних и кислых солей калия и кальция, образованных: а) угольной кислотой, б) мышьяковистой кислотой.
9. Напишите уравнения реакций получения оксидов нагреванием следующих веществ: $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, H_2 SiO_3, $Ca_3(PO_4)_2$. Определите характер полученных оксидов. Назовите их.
10. Напишите уравнения реакций превращения в средние соли следующих
11. кислых солей: а) дигидрофосфат кальция; б) гидросульфит кальция; в) гидросиликат магния; г) гидросульфат алюминия.
12. Составить молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие циклы превращений:
    а) $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow AlCl_3$;
    б) $SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3$;
    в) $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2$;
    г) $KOH \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow AlPO_4$;
    д) $Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3$;
    е) $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$;
    ж) $ZnO \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$.

Критерии оценки лабораторной работы:

Максимальная оценка ставится при условии, если:

- в отчете зафиксированы наблюдения;
- составлены уравнения реакций, соответствующие данным опытам;

- указаны реактивы, используемые в работе;
- записаны условия реакции;
- сделаны выводы по каждому проведенному опыту;
- построены графики зависимостей, теоретические зависимости (там где это необходимо);
- даны письменные ответы на контрольные вопросы.

Минимальная оценка ставится при условии, если:

- в отчете зафиксированы наблюдения;
- составлены уравнения реакций, соответствующие данным опытам;
- указаны реактивы, используемые в работе;
- записаны условия реакции;
- сделаны выводы по каждому проведенному опыту.

Максимальная и минимальная оценки устанавливаются преподавателем исходя из рейтинговой системы по специальности.

5. СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Коровин, Н.В. Общая химия. – М.: ВШ, 2004. – 558с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2003. – 704с.
3. Севастьянова, Г.К. Общая химия: Курс лекций. Г.К. Севастьянова, Т.М. Карнаухова – Тюмень: ТюмГНГУ, 2009. – 212 с.

Приложение 1
Форма оформления титульного листа

Лабораторная работа №1

Тема: Основные классы неорганических соединений

Выполнил: Ф.И.О.

Кафедра ОФХ

Группа: ПМК – 10 - 1

Проверил: Ф.И.О. преподавателя

Дата выполнения

Приложение 2
Форма оформления лабораторного отчета

Цель работы: Экспериментально изучить химические свойства сложных веществ – оксидов, оснований, кислот и солей. Наблюдения и химические уравнения занести в приведенную ниже таблицу.

Реактивы	Условия реакции	Химические уравнения наблюдаемых процессов	Наблюдения	Вывод
Опыт 1: Свойства основных и кислотных оксидов. а) Соединение основного оксида с водой				
CaO, H_2O	стандартные	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$		
Опыт 2: Свойства оснований и кислот. а) Реакция нейтрализации				
Опыт 3: Способы получения солей. а) Взаимодействие солей между собой				