

Министерство образования и науки Российской Федерации

**Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
"РОСТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ"**

Шукаев И.Л.

**ПРАКТИКУМ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Пособие для студентов 1 курса геологических специальностей

Ростов-на-Дону

2006

Шукаев Игорь Леонидович
ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Пособие для студентов 1 курса геологических специальностей

Печатается по решению кафедры общей и неорганической химии
Ростовского государственного университета.

Протокол N 8 от 30 июня 2006 г.

Рецензент – к.х.н., ст.преп. Рыбальченко И.В.

Ответственный редактор – д.х.н., профессор Лупейко Т.Г.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	3
ПРОСТЕЙШИЕ АНАЛИЗЫ МИНЕРАЛОВ	7
КООРДИНАЦИЯ И КОМПЛЕКСЫ	12
НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	16
КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ	21
СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ	24
АНАЛИЗ НЕИЗВЕСТНОЙ СОЛИ	27
АНАЛИЗ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ	29
ПРИЛОЖЕНИЕ	32
ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ	38

Лабораторная работа 1

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Опыт 1 Получение и свойства оснований

(Опишите признаки оснований по составу и химическим свойствам. Как их получают из других классов веществ? С чем они реагируют, как ведут себя при нагревании? Как называют сильные растворимые основания? Приведите примеры сильных и слабых оснований.)

1-а Получение оснований в реакции металла с водой

Приготовьте банку или бюкс с металлическим кальцием, кристаллизатор с водой, чистую пробирку, кусочек марли (3x3 см) и скальпель, щипцы или пинцет, спички и раствор индикатора фенолфталеина.

Отрежьте скальпелем около 1 г кальция. *(Как его хранят в лаборатории?)* Очистите поверхность металла и заверните в кусочек марли. Пробирку наполните водой и опустите отверстием вниз в кристаллизатор. Завёрнутый кусок кальция возьмите щипцами и опустите в воду под отверстием пробирки.

Подождите, пока выделяющийся газ наполнит пробирку. *(Какой газ выделяется?)* Заткните её пальцем под водой и выньте. Докажите природу собранного газа, поджигая его спичкой или зажигалкой на выходе из отверстия пробирки. *(Что получается при поджигании этого газа? Как ведут себя его смеси с кислородом или воздухом?)*

(Что происходит с кальцием? Каков второй продукт реакции? Напишите уравнение процесса.) Докажите природу растворённого продукта, добавив в кристаллизатор несколько капель раствора фенолфталеина. *(Как окрашивается индикатор? Какие частицы переводят фенолфталеин в окрашенную форму?)*

1-б Получение оснований в реакции оксида металла с водой

Приготовьте банку с твёрдым оксидом кальция (негашёной известью), стеклянную ложку, 4 чистых пробирки, склянки с растворами кислотно-основных индикаторов (лакмус, фенолфталеин, метилоранж, универсальный индикатор) или индикаторную бумагу.

Две стеклянных ложки оксида кальция насыпьте в пробирку, налейте 3–4 мл дистиллированной воды и взболтайте. *(Отметьте тепловой эффект реакции. Напишите уравнение процесса гашения извести.)* Разделите смесь на 4

пробирки, в каждую добавьте 2–3 капли одного из индикаторов. (*Отметьте окраску каждого из индикаторов. Какие частицы переводят индикаторы в эти формы? Какой из индикаторов наиболее чувствителен к основаниям?*)

1-в Получение нерастворимых оснований в реакции щёлочи с солью

Приготовьте склянки с растворами сульфата никеля(+2), сульфата магния, сульфата меди, хлорида железа(+3), разбавленным раствором гидроксида натрия (едкого натра) и чистые пробирки.

По 1 мл растворов солей налейте в разные пробирки. (*Отметьте цвет растворов.*) В каждую из пробирок прилейте по 1 мл раствора гидроксида натрия. (*Что наблюдаете? Укажите цвет и вид продуктов. Запишите уравнения реакций.*) По возможности, слейте раствор с осадков и сохраните содержимое пробирок для следующего опыта.

1-г Отношение нерастворимых оснований к кислотам

Понадобятся осадки гидратов оксидов никеля(+2), магния, меди и железа(+3) в пробирках (полученные ранее) и разбавленный раствор серной кислоты.

К осадкам прилейте раствор серной кислоты. (*Что наблюдаете? Укажите цвет и вид продуктов. Запишите уравнения реакций. Чем отличаются основания, используемые в этом опыте, от других лабораторных оснований – гидроксидов натрия или калия, водного раствора аммиака?*)

Составьте схему проведённых опытов с основаниями (способы получения и типы реакций с их участием).

Опыт 2 Получение и свойства кислот

(Что объединяет кислоты по составу и химическим свойствам? Из каких классов веществ их можно получить? С чем реагируют кислоты? Приведите примеры сильных и слабых кислот.)

2-а Получение кислот из кислотных оксидов

Приготовьте склянку или эксикатор с сухим оксидом фосфора (+5) (фосфорным ангидридом), стеклянную ложку или керамический шпатель, 4 чистых пробирки, склянки с растворами кислотно-основных индикаторов (лакмус, метилоранж, универсальный индикатор) или индикаторную бумагу.

Ложкой или шпателем возьмите немного оксида фосфора и смешайте его в пробирке с небольшим количеством воды. (*Чем сопровождается это взаимодействие? Каковы продукты реакции? Напишите полное уравнение процесса, а, если сможете, то и отдельных его стадий.*) Полученный раствор разбавьте водой и разделите на 4 пробирки. В каждую из них добавьте 2–3 капли одного из индикаторов. (*Какие частицы способствуют изменению окраски индикаторов?*)

2-б Получение слабых летучих кислот из солей

Приготовьте банку с сухим ацетатом натрия (это соль уксусной кислоты), склянку с 10%-ной серной кислотой и чистую пробирку.

В пробирку положите немного ацетата натрия и облейте его серной кислотой. (*Как протекает процесс?*) Определите выделяющееся вещество по запаху. Пробирку можно подогреть в пламени спиртовки. (*Напишите уравнение процесса. Объясните, почему он возможен.*)

2-в Получение слабых нерастворимых кислот из солей

Приготовьте склянки с раствором силиката натрия (жидкое стекло, силикатный клей), 10%-ной серной кислотой, 10%-ным гидроксидом натрия и чистую пробирку.

(Обратите внимание! Очень часто в учебниках и лабораториях для растворимого силиката натрия используют формулу Na_2SiO_3 , что неверно. Эта форма встречается только в кристаллическом состоянии, где тетраэдры SiO_4 соединены в бесконечные цепи. Без разрушения цепей она нерастворима. Изредка в лабораториях бывает метасиликат в форме $Na_2[H_2SiO_4] \cdot 8H_2O$. Но и его простой анион $H_2SiO_4^{2-}$ существует только непосредственно после растворения, потом строение усложняется.

В жидком стекле отношение количества оксидов кремния и натрия близко к четырёх. С учётом связывания воды и полимерного строения правильная запись выглядит примерно так: $Na_{2n}[Si_4O_9 \cdot yH_2O]_n$. К сожалению, при этом трудно записывать уравнения реакций...

Отвечающая силикатам кремниевая кислота выпадает из раствора в виде аморфного вещества переменного состава, для которого формула H_2SiO_3 также непригодна. Рекомендуется запись $SiO_2 \cdot xH_2O$.)

В пробирку налейте немного жидкого стекла, если раствор концентрированный, разбавьте водой. По каплям прилейте серную кислоту,

пока не прекратится реакция. (Как это узнать? Напишите уравнение процесса. Объясните, почему он возможен. Сравните свойства полученного вещества с ранее изученными кислотами.)

Добавляйте к веществу в пробирке раствор гидроксида натрия до полного растворения. Не забывайте перемешивать реагенты. (Напишите уравнение процесса. Как называется этот тип реакций?)

Составьте схему проведённых опытов с кислотами.

Опыт 3 Получение и свойства солей

(Какие вещества называют солями? Укажите, в каких частях опытов 1 и 2 уже получали соли. Какие способы получения солей известны? Как строят названия солей? В чём состоят особенности кислых и основных солей?)

3-а Получение солей из металла или его оксида.

Приготовьте склянку с 1 М раствором серной кислоты, несколько гранул цинка, немного порошкообразного оксида цинка, 2 чистых пробирки, спиртовка.

В одну пробирку положите 1–2 гранулы цинка, в другую – ложечку оксида цинка. В обе налейте по 4–5 мл серной кислоты. По очереди прогрейте пробирки в пламени спиртовки. (Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций? Все ли металлы растворяются в кислотах? Какие оксиды реагируют с кислотами?)

3-б Получение солей реакцией кислотного оксида с основанием

Ознакомьтесь с устройством аппарата Киппа и убедитесь, что он заряжен для получения углекислого газа. Приготовьте склянку с раствором гидроксида кальция или бария (известковой или баритовой водой) и чистую пробирку.

(Какая реакция протекает в аппарате Киппа?) Налейте в пробирку 2–3 мл раствора гидроксида кальция или бария. Откройте кран на аппарате Киппа и пропускайте углекислый газ через раствор. (Отметьте вид осадка. Что это за вещество? Какой кислоте оно соответствует? Запишите уравнение процесса, происходящего в пробирке.)

Когда выделение осадка прекратится, закройте кран на аппарате Киппа. Добавьте дистиллированной воды в пробирку, взболтайте её содержимое, сохраните около 1 мл, остальное быстро вылейте в раковину.

Продолжите пропускать углекислый газ через пробирку с остатком осадка. (Что происходит? Запишите уравнение процесса. Чем новая соль отличается от той, из которой она получена?)

3-в Получение солей реакцией металла с солью

Приготовьте склянку с раствором сульфата меди, небольшой предмет из железа или стали (гвоздь, пластину), наждачную бумагу, чистую пробирку, щипцы или пинцет.

В пробирку налейте немного раствора сульфата меди. Зачистите железный предмет до блеска, возьмите его щипцами и опустите в пробирку с раствором. (Как изменяется вид раствора и пластины? Напишите уравнение процесса. Объясните, почему он возможен.)

3-г Одновременное получение кислых и основных солей из средних

Приготовьте склянки с растворами сульфата меди и карбоната натрия, 2 пробирки, спиртовку и спички.

В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди и прилейте 3-4 мл раствора карбоната натрия. (Какое вещество выпадает в осадок? Для каких целей его применяют?) Дождитесь полного отстаивания осадка и слейте жидкость в чистую пробирку. Можно также воспользоваться бумажным фильтром. Осторожно нагрейте эту жидкость. (Что наблюдаете? Какое вещество разлагается в растворе? Напишите уравнения процессов осаждения и разложения.)

Составьте схему проведённых опытов с солями.

Лабораторная работа 2

ПРОСТЕЙШИЕ АНАЛИЗЫ МИНЕРАЛОВ

Вопросы и задания

- 2-1. Чем отличаются смеси веществ от соединений того же состава? Приведите примеры, предложите способы разделения смесей.
- 2-2. Из каких минералов состоит горная порода гранит? Как это установить?
- 2-3. Какими реакциями можно установить наличие в веществе: а) иона карбоната CO_3^{2-} ; б) иона сульфата SO_4^{2-} ; в) ионов железа Fe^{2+} и Fe^{3+} ; г)

ионов хлорида Cl^- . Как проводят эти реакции? Запишите уравнения реакций, укажите наблюдения.

- 2-4. Рассчитайте массу безводного сульфата магния, полученного в результате прокаливания 5 граммов кизерита $MgSO_4 \cdot H_2O$.
- 2-5. При прокаливании 2 граммов кристаллогидрата сульфата магния получилось 1,2 грамма безводной соли. Установите формулу минерала.
- 2-6. Запишите формулы карбонатов натрия, кальция, магния. Рассчитайте их молярные массы. Напишите уравнения реакции этих веществ с соляной кислотой. Сколько граммов углекислого газа получится из 1 грамма карбоната кальция? Какой объём займёт этот газ при нормальных условиях?
- 2-7. Пользуясь уравнением Менделеева-Клапейрона, найдите массу углекислого газа, занимающего при $17^\circ C$ и 200 кПа объём 100 л. Не забудьте выразить все величины в единицах СИ.

Мы ограничимся только анализом состава. Причём, будем анализировать не всё, что есть в минерале, а только содержание в нём определённого элемента или функциональной группы (воды, карбоната и т.п.).

Опыт 1 Установление содержания воды в медном купоросе

(Купоросами называют кристаллогидраты сульфатов некоторых двухвалентных металлов. Вода может быть удалена из них нагреванием. Цель опыта состоит в выяснении количества кристаллизационной воды. Кристаллогидрат имеет состав $CuSO_4 \cdot xH_2O$. Считается, что в идеальном медном купоросе $x=5$.)

Нужны три небольших фарфоровых тигля (сухие и чистые), банка с медным купоросом, стеклянная ложка, аналитические весы, электроплитка с закрытой спиралью или сушильный шкаф, эксикатор с крышкой и осушителем.

Заготовьте таблицу для записи численных значений (смотрите ниже). Взвесьте на аналитических весах три сухих фарфоровых тигля с точностью до 1 мг. Насыпьте в каждый из тиглей по 2–3 стеклянных ложечки кристаллогидрата сульфата меди. (Отметьте внешний вид вещества.) Снова взвесьте тигли. (Рассчитайте массу соли в каждом тигле.)

N	m пустого	m тигля с	m гидрата,	m тигля с	m безводной	x
---	-----------	-----------	------------	-----------	-------------	---

навески	тигля, г	гидратом, г	г	безводной солью, г	соли, г	
1						
2						
3						

Поместите тигли в сушильный шкаф, нагретый до 250 °С (не перепутайте тигли!). Спустя 15–20 минут выньте их, охладите в эксикаторе и взвесьте. (Найдите массы безводной соли. Как выглядит продукт прокаливания?)

Убедитесь, что безводная соль и кристаллогидрат дают одинаковые водные растворы. Докажите наличие в обоих растворах иона сульфата реакцией с солью бария. Наличие иона меди в растворах видно по их цвету, но можно провести дополнительные исследования. (Наблюдения и уравнения реакций запишите в тетрадь. Результат опыта кратко опишите в виде ВЫВОДА.)

Значение x можно найти, зная, что отношение масс безводной соли и гидрата равно отношению их молярных масс:

$$\frac{M_{\text{безводной соли}}}{M_{\text{безводной соли}} + 18 \cdot x} = \frac{m_{\text{безводной соли}}}{m_{\text{гидрата}}}$$

$$x_{\text{среднее}} = \frac{m_1 \cdot x_1 + m_2 \cdot x_2 + m_3 \cdot x_3}{m_1 + m_2 + m_3}$$

При расчёте используются массы гидрата. Такой вариант среднего значения называется СРЕДНЕВЗВЕШЕННЫМ.

(Установите, какому значению x соответствует потеря воды в каждом случае. Найдите среднее значение. Отвечает ли найденный состав общепринятой формуле медного купороса?)

ПОСЛЕСЛОВИЕ К ОПЫТУ 1

При практическом анализе минералов принято сначала удалять так называемую "свободную воду" (высушиванием до постоянной массы при 90–110 °С), затем "химически связанную воду" (прокаливанием при 900–1000 °С до постоянной массы в атмосфере чистых азота или аргона). После чего следует полный химический анализ прокалённого порошка.

Не все минералы можно анализировать по этой схеме. Многие кристаллогидраты начинают терять воду уже при комнатной температуре (мирабилит, натрон), а при лёгком нагревании полностью обезвоживаются. При интенсивном нагреве часто происходит разложение уже безводного продукта:

так, кальцит CaCO_3 выше 800°C начинает распадаться на известь CaO и CO_2 , а халькокианит CuSO_4 около 650°C разлагается на CuO , SO_2 и O_2 .

Опыт 2 Установление содержания карбоната в известняке

(Известняк – горная порода, состоящая преимущественно из мелкокристаллического кальцита. Кальцит, как и другие карбонаты, является солью слабой угольной кислоты H_2CO_3 . При действии на карбонаты сильных кислот (соляной, азотной) она вытесняется и, как неустойчивое соединение, разлагается на углекислый газ и воду. Измерив объём выделившегося углекислого газа, можно рассчитать массу карбоната (считая его кальцитом) и процентное содержание кальцита в известняке.)

В начале опыта убедитесь, что в лаборатории есть термометр и барометр и запишите их показания. Для опыта необходимы две бюретки с делениями 0,1 мл, резиновая или пластиковая трубка, штатив с двумя муфтами и лапками, сосуд Ландольта (спаренная пробирка с одним горлом), насыщенный раствор NaCl , известняк в виде кусочков или порошка.

(Запишите уравнение реакции. Заготовьте таблицу для численных значений (см. ниже)). По показаниям термометра и барометра отметьте температуру и атмосферное давление в лаборатории ($760 \text{ мм.рт.ст.} = 101325 \text{ Па}$).

Приготовьте 3 навески известняка массой 50–80 мг, взвесив их с точностью до 1 мг. Кислоту берут в избытке (объясните, почему). Используют прибор, состоящий из двух бюреток, наполненных насыщенным раствором NaCl (Почему бюретки не наполняют чистой водой?), и сосуда Ландольта. Отсчёт проводят по основной бюретке, соединённой с сосудом Ландольта.

Укрепите на штативе вспомогательную бюретку выше основной. Заполните их раствором NaCl так, чтобы уровень в основной бюретке был примерно на делениях 1–3 мл. Держа сосуд Ландольта вниз одним отростком, осторожно пересыпьте в него анализируемую навеску. Поверните сосуд и в другой отросток налейте около 10 мл 1 М (концентрации 1 моль/л) раствора HCl .

Соедините сосуд Ландольта с основной бюреткой и проверьте герметичность соединения. Для этого поднимите или опустите вспомогательную бюретку и, задержав в таком положении, наблюдайте. Если уровень жидкости в бюретке не изменяется – соединение герметично.

N	$m_{\text{НАВЕСКИ}}$, г	V_2 , мл	V_1 , мл	$V_{\text{ГАЗА}}$, мл	$n_{\text{ГАЗА}}$, моль	$m_{\text{КАРБОНАТА}}$, г	ω

Произведите отсчёт начального уровня (V_1). Для этого, двигая вспомогательную бюретку, добейтесь одинакового уровня в` обеих бюретках (*Зачем?*). Отсчёт проводят по основной бюретке (цифры на шкале – мл).

Прилейте кислоту к навеске. По мере прохождения реакции кислоту перемешивайте, переливая её из одного отростка в другой.

Когда уровень перестаёт изменяться, реакцию считают оконченной. Совместите бюретки так, чтобы уровни в них совпали и произведите отсчёт по бюретке второго уровня (V_2). (*Найдите объём выделившегося газа. Пользуясь уравнением Менделеева-Клапейрона, рассчитайте количество выделившегося CO_2 ($n_{\text{ГАЗА}}$). Пользуясь уравнением реакции, найдите массу прореагировавшего кальцита ($m_{\text{КАРБОНАТА}}$).*)

Содержание $CaCO_3$ в навеске: $\omega = m_{\text{КАРБОНАТА}} / m_{\text{НАВЕСКИ}}$. Обычно результат выражают в процентах (*тогда нужно умножить на 100%*).

Докажите, что в образовавшемся растворе содержатся ионы кальция.

Повторите эксперимент с оставшимися навесками. (*Посчитайте средневзвешенное значение ω .*)

$$\omega_{\text{среднее}} = \frac{m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 + m_3 \cdot \omega_3}{m_1 + m_2 + m_3}$$

В эту формулу подставляйте массы исходных навесок.

Опишите проведение опыта, результат кратко представьте в **ВЫВОДЕ**.

ПОСЛЕСЛОВИЕ К ОПЫТУ 2

Вовсе не обязательно, что весь углекислый газ выделился из кальцита. Возможно, что содержалась примесь иного карбонатного минерала: магнезита, доломита, сидерита... Поскольку другие карбонаты отличаются от кальцита молярной массой, их примесь искажает результат опыта.

Небольшую ошибку вносит также некоторая растворимость CO_2 в водном растворе NaCl (занижает результат) и наличие в бюретке водяных паров (завышает результат). Удачно, что эти эффекты погашают друг друга.

Лабораторная работа 3

КООРДИНАЦИЯ И КОМПЛЕКСЫ

Вопросы и задания

- 3-1. *Что называют координацией?*
- 3-2. *Опишите расположение кислорода: а) вокруг азота в ионе нитрата; б) вокруг серы в ионе сульфата; в) вокруг кремния в силикатах.*
- 3-3. *Опишите взаимное расположение атомов металла: а) в кристаллах натрия; б) в кристаллах меди, в) в кристаллах магния.*
- 3-4. *Опишите: а) окружение натрия хлором в структуре галита; б) окружение кислорода алюминием и алюминия кислородом в структуре корунда.*
- 3-5. *Что называют координационным числом (КЧ), лигандом, комплексообразователем?*
- 3-6. *Как влияет на КЧ тип химической связи между комплексообразователем и лигандом, их размеры и заряды?*
- 3-7. *Известно, что оксид алюминия (корунд) практически не растворяется в кислотах и щелочах. Предложите 3 разных способа получения алюмината натрия NaAlO_2 и 2 способа получения хлорида алюминия (водного и безводного).*

Опыт 1 Полимеризация и деполимеризация при изменении pH

1-а Растворимые и нерастворимые формы алюминия

(В какой форме существует алюминий в водном растворе хлорида алюминия? Чему равно его КЧ? Как удерживаются лиганды? Назовите простейшую катионную координационную группу (КГ) алюминия по номенклатуре).

Измерьте pH раствора хлорида алюминия. (Почему среда не является нейтральной? Как изменяется состав КГ при гидролизе?)

К раствору хлорида алюминия по каплям прилейте раствор аммиака. (Что наблюдаете? Почему?) Каков состав образовавшегося соединения? Почему оно нерастворимо в воде?

(Запишите координационную формулу гидроксида алюминия, объясните, как он устроен.)

Испытайте отношение полученного ранее осадка к 1 М растворам серной кислоты и гидроксида натрия. (*Что наблюдаете? Как изменяется координация алюминия в этих процессах? Запишите уравнения реакций.*)

(Как называются гидроксиды, растворяющиеся в кислотах и щелочах? Назовите простейшую анионную форму алюминия по номенклатуре. Почему гидроксид алюминия не растворяется в избытке аммиака?)

1-б Растворимые и нерастворимые формы цинка

(По аналогии с алюминием, опишите состояние цинка в водном растворе.)

Измерьте рН раствора сульфата цинка. (*Объясните, почему среда не является нейтральной.*)

К раствору сульфата цинка по каплям прилейте 1 М раствор NaOH. (*Что наблюдаете? Почему? Каков состав образовавшегося соединения? Почему оно нерастворимо в воде?*)

(Запишите координационную формулу гидроксида цинка, объясните, как он устроен, сопоставьте с гидроксидом алюминия).

Осадок разделите на примерно равные части в две пробирки. Испытайте его отношение к 1 М растворам серной кислоты и гидроксида натрия. (*Что наблюдаете? Как изменяется координация цинка в этих процессах? Запишите уравнения реакций, назовите формы цинка по номенклатуре.*)

К раствору сульфата цинка по каплям прилейте раствор аммиака.

(Что наблюдаете? Укажите на сходство и различие алюминия и цинка. Запишите уравнения реакций.)

Опыт 2 Редокс-реакции с сохранением координации

Получите синий осадок: а) добавлением к раствору FeCl₃ раствора жёлтой кровяной соли K₄Fe(CN)₆ (*это – качественная реакция на ион Fe³⁺*); б) добавлением к раствору FeSO₄ или соли Мора (NH₄)₂Fe(SO₄)₂ раствора красной кровяной соли K₃Fe(CN)₆ (*это – качественная реакция на ион Fe²⁺*).

(Из-за разных оттенков первый осадок (а) исторически называли берлинской лазурью, а второй (б) – турнбулевой синью. Реально это одна фаза переменного состава. Часто вместо осадка получается коллоидный раствор.

Синий осадок, выпадающий в присутствии Fe⁺² и Fe⁺³ одновременно, имеет примерный состав K(H₂O)[Fe⁺³Fe⁺²(CN)₆]. Его структура – трёхмерный полимер типа перовскита CaTiO₃. Железо заполняет октаэдрические полости в упаковке анионов, а кубооктаэдрические заполнены калием и водой.)

В 2 пробирки налейте по 2–3 мл раствора красной кровяной соли $K_3Fe(CN)_6$ и прибавьте в каждую по 2 капли раствора $FeCl_3$. (Как выглядят растворы?) В одну из пробирок прибавьте 2 мл раствора KOH и 4–6 мл 3%-ного раствора H_2O_2 . Взболтайте смесь, тлеющей лучинкой испытайте выделяющийся газ, отметьте изменение цвета.

К подкисленному серной кислотой раствору $KMnO_4$ прибавьте раствор $K_4Fe(CN)_6$.

(Опишите наблюдения. Запишите уравнение реакции.)

Опыт 3 Замена лигандов катиона в растворе

3-а Замена лигандов с сохранением КЧ

(Кобальт, никель, медь, цинк, серебро и некоторые другие катионы образуют аммиачные комплексы, устойчивые в водном растворе. По окраске они обычно отличаются от аквакомплексов.)

К 5 мл 2 М раствора аммиака прилейте 1 мл 1 М раствора сульфата меди (+2). (Как изменяется окраска раствора? Почему? Что является движущей силой замены лигандов?)

Смешайте те же реагенты иначе – к 2 мл 1 М раствора сульфата меди (+2) приливайте по каплям 2 М раствор аммиака. Обратите внимание на стадии процесса. (Сравните поведение гидроксидов меди и алюминия в избытке аммиака. Используйте данные опыта 1а.)

3-б Замена лигандов с изменением КЧ

К 2 мл раствора $Hg(NO_3)_2$ по каплям приливайте концентрированный раствор KI . Отмечайте моменты выпадения и растворения осадка, цвет осадка и растворов. (Как устроен гидрат катиона ртути (+2)? Почему появление ионов иодида способствует коренной перестройке координационной группы ртути? Объясните, почему сначала образуется полимерная форма иодида, а потом – островная. Назовите комплексы по номенклатуре.)

Подействуйте на растворы $Hg(NO_3)_2$ и K_2HgI_4 растворами $NaOH$, Na_2S . (Объясните результат, пользуясь представлениями о диссоциации гидрата, константой нестойкости иодомеркурата, ПР сульфида ртути. Гидроксид ртути неустойчив и вместо него в обменной реакции получается оксид.)

Опыт 4 Устойчивость комплексов к обменным реакциям

4-а Цианидный комплекс железа(+3)

С растворами примерной концентрации 1 М проведите две качественные реакции на гидратированные ионы железа(+3):

1) к 1–2 мл раствора FeCl_3 прилейте 2–3 мл раствора KOH (отметьте цвет осадка, запишите уравнение реакции);

2) к 1 мл раствора FeCl_3 прилейте 2–3 мл раствора KSCN (отметьте возникший цвет раствора; запишите ионное уравнение реакции, считая, что из формы FeCl^{2+} получается форма $\text{Fe}(\text{SCN})_2^+$).

Аналогичные опыты проведите, заменив раствор FeCl_3 раствором $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. (Запишите первичную и вторичную диссоциацию этого соединения. Напишите молекулярные и ионные уравнения предполагаемых реакций обмена. Объясните результат. Пользуйтесь константами нестойкости роданидного и цианидного комплексов железа(+3) и произведением растворимости его гидроксида).

4-б Аммиачный комплекс никеля(+2)

К 3 мл 1 М раствора аммиака NH_3 (иначе говоря, гидроксида аммония NH_4OH) добавьте 1 мл 0,5 М раствора NiSO_4 . (Отметьте изменение окраски при замене лигандов. Составьте уравнение реакции.)

К получившемуся раствору прилейте 1 мл 0,5 М раствора Na_2S . (Отметьте цвет осадка, запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Запишите первичную и вторичную диссоциацию аммиачного комплекса никеля. Объясните результат, пользуясь константой нестойкости этого комплекса и произведением растворимости сульфида никеля.)

Опыт 5 Комплексы в чёрно-белой фотографии

(Чёрно-белая фотография включает негативный и позитивный процессы, на каждом из которых есть этапы – экспонирование, проявление, закрепление.)

К 1 мл 1 М раствора AgNO_3 прибавьте 1 мл 1 М раствора бромида калия KBr . (Отметьте выпадение осадка AgBr и его облик.)

Приливайте к осадку 0,5 М раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. (Что происходит? Напишите уравнение реакции. На каком этапе фотопроцесса происходит эта реакция?)

Лабораторная работа 4

НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1 Галогены

(Укажите положение галогенов в Периодической системе. Как изменяются свойства простых веществ в подгруппе? В каких степенях окисления встречаются галогены в природе?)

1-а Получение хлора

Приготовьте три сухих чистых пробирки, кристаллические MnO_2 , $K_2Cr_2O_7$ и $KMnO_4$, склянки с концентрированной HCl и 0,5 М раствором тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$. Опыт выполняют в вытяжном шкафу.

В три пробирки поместите по 1 ложке сухих диоксида марганца, дихромата калия и перманганата калия. Прилейте в каждую по 2-3 мл соляной кислоты. Первые две пробирки можно слегка подогреть в пламени спиртовки. *(Как выглядит выделяющийся газ? Напишите уравнения реакций. Считайте, что хлор переходит из степени окисления -1 в 0 , марганец – из $+4$ или $+7$ в $+2$, а хром – из $+6$ в $+3$).*

По окончании наблюдений залейте содержимое пробирок раствором тиосульфата натрия. *(Зачем?)*

1-б Получение брома

Приготовьте сухую пробирку, кристаллические KBr и MnO_2 , склянку с концентрированной H_2SO_4 . Опыт выполняют в вытяжном шкафу.

В пробирку поместите по 1 ложке диоксида марганца и бромида калия. Прилейте 2-3 мл серной кислоты. *(Как выглядит выделяющийся бром? Напишите уравнение реакции. Считайте, что бром переходит из степени окисления -1 в 0 , а марганец – из $+4$ в $+2$.)*

1-в Получение иода

Приготовьте сухой фарфоровый тигель, плотно прилегающую к нему круглодонную стеклянную колбочку, кристаллические KI и MnO_2 , склянку с концентрированной H_2SO_4 , спиртовку, штатив с небольшим колечком, удерживающим фарфоровый тигель, измельчённый лёд. Опыт выполняют в вытяжном шкафу.

В тигель поместите по 1 ложке диоксида марганца и иодида калия. Прилейте 2–3 мл серной кислоты. Закрепите кольцо в штативе, установите тигель в

кольцо, накройте колбочкой, наполненной льдом. Дно колбы снаружи должно быть сухим.

Нагревайте тигель пламенем спиртовки. *(Как выглядит выделяющийся иод? Напишите уравнение реакции, укажите степени окисления.)*

1-г Сравнение активности галогенов

Приготовьте три пробирки, 0,5 М растворы KBr и KI, склянки с хлорной и бромной водой, органический растворитель (бензол, хлороформ, четырёххлористый углерод).

В первую пробирку налейте 2 мл раствора бромида калия, во вторую и третью – столько же раствора иодида калия. В первые две пробирки добавьте по 2 мл хлорной воды, в третью – 2 мл бромной воды. Во все пробирки добавьте по 1 мл органического растворителя и сильно взболтайте содержимое. *(Сравните окраску водного и органического слоя. Напишите уравнения реакций. Сравните окислительную активность свободных галогенов и восстановительные свойства галогенидов.)*

Опыт 2 Халькогены

(Укажите положение халькогенов в Периодической системе. Как изменяются свойства простых веществ в подгруппе? В каких степенях окисления встречаются халькогены в природе? Сравните свойства галогенов и халькогенов.)

2-а Получение кислорода

Приготовьте кристаллический KMnO_4 , круглодонную колбу с отростком, пробку для колбы, резиновые и стеклянную трубки, промывалку (склянку Дрекселя) с водой, кристаллизатор с водой, спиртовку, приёмные сосуды (баночки, пробирки) для кислорода и стекла для их покрытия.

В колбу поместите 5-10 г перманганата калия и плотно закройте пробкой. Первой резиновой трубкой соедините отросток колбы с промывалкой. После промывалки второй резиновой трубкой подсоедините стеклянную трубку. Заполните приёмные сосуды водой. Сильно прогрейте спиртовкой дно колбы.

Через несколько минут, когда воздух из установки будет вытеснен, поместите приёмные сосуды в кристаллизатор с водой и заполните их выделяющимся кислородом методом вытеснения воды. Под водой закройте

отверстия сосудов стеклом и оставьте сосуды с газом для дальнейших опытов.
(Напишите уравнение реакции.)

2-б Горение веществ в чистом кислороде

Используйте накрытые сосуды с газообразным кислородом, полученным в предыдущем опыте. Приготовьте также спиртовку, кристаллическую серу, древесный уголь, тонкую стальную проволоку и кусочек корковой пробки, железную ложечку.

Положите в ложечку кусочек древесного угля и подожгите в пламени спиртовки. Внесите горящий уголь в баночку с кислородом. (Что наблюдаете?) Аналогично подожгите кусочек серы. (Что наблюдаете?)

Сверните стальную проволочку в спираль, закрепите на кончике кусочек корковой пробки, подожгите корку и быстро внесите в баночку с чистым кислородом. (Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Считайте, что углерод и сера переходят в степень окисления +4, а железо переходит в окалину Fe_3O_4 , в которой сочетаются железо +2 и +3. Сравните горение в воздухе и в кислороде, поясните различия.)

2-в Получение сероводорода

Приготовьте кристаллический FeS, круглодонную колбу с отростком, капельную воронку для колбы, резиновую трубку, стеклянную трубку с пипеткой, концентрированную HCl, синюю лакмусовую бумагу, фильтровальную бумагу, 0,05 М раствор $Pb(NO_3)_2$, стеклянная пластина или фарфоровая чашка.

Заполните колбу на 1/3 мелкими кусочками сульфида железа. Заполните капельную воронку концентрированной соляной кислотой. Присоедините к отростку колбы резиновую трубку, на её конец наденьте стеклянную трубку с оттянутым кончиком (пипеткой). Медленно прикапывайте соляную кислоту к сульфиду железа (Что наблюдаете?).

Смочите синюю лакмусовую бумагу водой и внесите в струю газа, выделяющуюся из пипетки. (Какие свойства показывает изменение окраски? Напишите уравнение диссоциации. Куда смещено равновесие?). Смочите кусочек фильтровальной бумаги раствором нитрата свинца и внесите её в струю. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Как можно объяснить вытеснение сильной кислоты слабой?).

Подожгите выделяющийся газ. (*Отметьте цвет пламени. Напишите уравнение горения, укажите изменение степеней окисления.*) Внесите пластину или чашку в пламя. (*Что наблюдаете? Напишите новое уравнение горения.*)

2-г Получение сульфидов и их отношение к кислотам

Приготовьте раствор сульфида натрия или аммония, а также 0,5 М растворы хлорида кальция, сульфата цинка, сульфата кадмия, сульфата марганца(+2) и нитрата свинца(+2). Понадобится также 1 М серная или 2 М соляная кислота. Нужна тяга.

В пять пробирок налейте по 1–2 мл растворов солей кальция, цинка, кадмия, марганца и свинца. Под тягой прилейте в каждую из них по 1 мл раствора сульфида аммония (натрия). (*Что наблюдаете? Везде ли выпали осадки? Как они выглядят? Приведите уравнения процессов.*)

К осадкам прибавьте по 3–4 мл раствора кислоты. (*Какие осадки растворились? Напишите полные и ионные уравнения процессов. Для объяснения результата используйте табличные значения ПР осадков и константы степеней диссоциации сероводорода.*)

2-д Восстановительные свойства сероводородной воды

(*Как и сам сероводород, его водный раствор проявляет восстановительные свойства.*)

Приготовьте пробирку, 0,5 М растворы серной кислоты, дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и сероводородную воду. Нужна тяга.

К 2-3 мл раствора дихромата калия прилейте равный объем серной кислоты. Туда же под тягой налейте 2–3 мл сероводородной воды (*Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции, укажите степени окисления восстановителя и окислителя и переход электронов.*)

Опыт 3 Подгруппа азота

3-а Получение и свойства аммиака

Приготовьте фарфоровую ступку, кристаллические NH_4Cl и $Ca(OH)_2$, большую сухую пробирку, штатив, спиртовку, пробку с газоотводной трубкой в виде уголка, индикаторную бумагу. Понадобятся также стеклянная палочка, немного концентрированной HCl , сухая пробирка с пробкой, в которую введён капилляр.

В ступке смешайте по 3–4 г хлорида аммония и гидроксида кальция. Всыпьте смесь в большую сухую пробирку. Укрепите её в штативе горизонтально и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Нагревайте пробирку пламенем спиртовки. Отметьте вид газа, осторожно понюхайте его. *(Напишите уравнение реакции.)*

К отверстию газоотводной трубки поднесите полоску фильтровальной бумаги, смоченной раствором фенолфталеина, или универсальной индикаторной бумаги. *(Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Что получается в реакции аммиака с водой?)*.

Смочите стеклянную палочку концентрированной соляной кислотой и поднесите к газоотводной трубке. *(Как объяснить образование белого дыма? Напишите уравнение реакции. Назовите её продукт и класс соединений, к которому он относится.)*

Укрепите над газоотводной трубкой сухую пробирку, слегка закрыв её ватой, наполните её аммиаком. *(Это можно установить с помощью красной лакмусовой бумаги – она должна посинеть у отверстия пробирки.)*

Приготовьте кристаллизатор с водой, в которую добавлено несколько капель раствора фенолфталеина. Наполненную аммиаком пробирку плотно закройте пробкой с капилляром и быстро опустите в кристаллизатор капилляром вниз. *(Наблюдайте быстрое заполнение пробирки водой. Как окрасился раствор? Почему? О каком свойстве аммиака свидетельствует этот опыт?)*

3-б Термическая непрочность солей аммония

В длинную пробирку насыпьте 1 г кристаллического хлорида аммония. Укрепите её с небольшим наклоном в штативе под тягой. Очень аккуратно прогревайте дно пробирки. *(Что наблюдаете в пробирке? Напишите уравнения процессов в горячей и холодной зонах.)*

Немного кристаллического дихромата аммония насыпьте горкой на асбестовую подложку или металлическую пластину. Можно капнуть сверху немного спирта. Внесите в центральную часть горящую спичку или лучинку. *(Что наблюдаете? Укажите окислитель и восстановитель в процессе. Почему дихромат аммония разлагается не так, как хлорид? Запишите уравнение реакции.)*

Лабораторная работа 5

КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

Опыт 1 Кислородные соединения хлора

1-а Хлорная вода

(Что происходит при растворении хлора в воде? Напишите уравнение реакции. Как можно сместить равновесие вправо?)

К 3–4 мл хлорной воды добавьте немного раствора гидроксида натрия. *(Как изменяется цвет и запах раствора? Объясните, напишите уравнение реакции, назовите получающиеся соли. Где применяют полученную кислородсодержащую соль?)*

(Как ведёт себя хлорноватистая кислота на свету? Какое действие вызывает атомарный кислород?)

В три пробирки налейте по 1–2 мл хлорной воды. В первую прилейте раствор синего лакмуса, во вторую – раствор нитрата серебра, в третью – раствор красителя индиго. *(Что наблюдаете в каждой пробирке? Объясните, запишите уравнения реакций.)*

1-б Хлорат калия

(Солью какой кислоты является $KClO_3$? Как ещё его называют и где применяют?)

Несколько кристаллов хлората калия растворите в воде. Универсальным индикатором исследуйте реакцию среды. *(Сделайте вывод о гидролизе соли и силе соответствующей кислоты.)*

В фарфоровую чашку положите 1 г хлората калия. Осторожно введите 2–3 капли концентрированной серной кислоты. *(Что наблюдаете? Запишите уравнение процесса.)*

В фарфоровую чашку положите 1 г хлората калия и 0,5 г сахарозы. Осторожно перемешайте стеклянной ложкой и добавьте каплю концентрированной серной кислоты. *(Объясните наблюдаемые явления, запишите уравнение реакции.)*

Опыт 2 Кислородные соединения серы

2-а Соединения серы (+4)

(Что происходит при растворении SO_2 в воде?)

Приготовьте раствор сернистой кислоты или получите его у лаборанта. Удобнее всего смешать равные объёмы одномолярных растворов сульфита

натрия Na_2SO_3 и H_2SO_4 . (Получающийся при этом сульфат натрия большинству процессов с участием сернистой кислоты не мешает.)

Налейте в пробирку 2–3 мл сероводородной воды. Прилейте 3–4 мл раствора сернистой кислоты. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Отметьте роль серы (+4).)

Налейте в пробирку 2–3 мл иодной воды. Прилейте 3–4 мл раствора сернистой кислоты. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Отметьте роль серы (+4).)

Налейте в пробирку 2–3 мл 1 М раствора дихромата калия и столько же 1 М раствора серной кислоты. (Объясните изменение окраски раствора.) Насыпьте в эту же пробирку ложечку сухого сульфита натрия Na_2SO_3 . (Что наблюдаете? Какие ионы придают новый цвет раствору? Напишите уравнение реакции. Отметьте роль серы (+4).)

2-б Действие серной кислоты на металлы

(Какие возможны продукты восстановления серной кислоты? Какие элементы при этом восстанавливаются?)

Опыты выполняются под тягой.

В пробирку положите несколько небольших кусочков меди (медной проволоки, фольги, стружки). Прилейте 2–3 мл концентрированной H_2SO_4 . Слегка подогрейте. (Что наблюдаете?) Осторожно понюхайте выделяющийся газ. (Напишите уравнение реакции.) Внесите в его поток фильтровальную бумагу, смоченную иодной водой. (Объясните наблюдения, напишите уравнение реакции.)

Положите в чистую пробирку 1–2 гранулы цинка. Добавьте немного концентрированной H_2SO_4 . Слегка подогрейте. (Что наблюдаете?) Внесите в поток газа фильтровальную бумагу, смоченную иодной водой ("иодную" бумагу). (Объясните наблюдения.) Продолжайте нагревание. Обратите внимание на помутнение раствора. (Чем оно вызвано?) Продолжая нагревание, внесите в поток газа из пробирки фильтровальную бумагу, смоченную раствором ацетата свинца ("свинцовую" бумагу). Осторожно понюхайте выделяющийся газ. (Напишите 3 уравнения реакции цинка с серной кислотой)

В новой пробирке к 1-2 гранулам цинка прилейте 3-4 мл разбавленной H_2SO_4 . Обратите внимание на скорость реакции, цвет раствора. Проверьте выделяющийся газ с помощью "иодной" и "свинцовой" бумаги. (Напишите четвёртое уравнение реакции.)

Опыт 3 Кислородные соединения азота

3-а Действие азотной кислоты на металлы

Опыты выполняются под тягой.

(Какие возможны продукты восстановления азотной кислоты? Может ли восстанавливаться водород?)

В пробирку положите несколько небольших кусочков меди. Прилейте 3–4 мл концентрированной HNO_3 . *(Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.)*

В другую пробирку положите 1–2 гранулы цинка. Прилейте 3–4 мл концентрированной HNO_3 . *(Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.)* Обратите внимание, что на выходе из пробирки происходит изменение цвета выделяющегося газа. *(Окислителем является кислород воздуха.)*

3-б Окислительные свойства нитрата калия (селитры)

В штативе под тягой вертикально укрепите сухую пробирку. Насыпьте в неё 3–4 ложки твёрдого нитрата калия. Спиртовкой нагрейте соль до плавления, около минуты прогрейте расплав. Не прекращая нагрева, бросьте в пробирку поочерёдно несколько небольших кусочков древесного угля. *(Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.)* Продолжая нагрев, бросьте в пробирку поочерёдно несколько крупинок серы. *(Осторожно! Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Объясните разную интенсивность процесса.)*

Опыт 4 Кислородные соединения кремния

4-а Получение кремниевой кислоты и исследование её свойств

Опыты выполняют под тягой.

Налейте в пробирку 3–4 мл концентрированной соляной кислоты и 1–2 мл насыщенного раствора силиката натрия. Слегка прогрейте пробирку. Обратите внимание на переход первоначально образующегося коллоидного раствора (золя) в студнеобразную массу (гель). *(Напишите уравнение реакции. Объясните устройство зелей и гелей.)*

В пробирку с раствором силиката натрия пропустите ток углекислого газа. *(Он получается реакцией мрамора и соляной кислоты. Понадобится аппарат Киппа или пробирка с пробкой и газоотводной трубкой.)* Что наблюдаете? *(Объясните. Сделайте вывод о силе кремниевой кислоты. Сравните её с угольной кислотой.)*

4-б Получение силикатного сада

В небольшой химический стакан налейте 10–15 мл жидкого стекла (силикатного клея). Опустите туда по несколько комочков следующих солей: хлорида кальция, сульфата меди, сульфата никеля, хлорида кобальта. Обратите внимание на появление и рост длинных разноцветно окрашенных нитей (ветвей). *(Они состоят из солей кремниевой кислоты. Напишите уравнения реакций.)*

(Возникновение нитей обычно объясняют явлением осмоса. Вначале на поверхности соли образуются тонкие плёнки силиката, проницаемые только для молекул воды. В результате осмотическое давление разрывает плёнку изнутри, но вскоре возникает новый полупроницаемый слой. Так получается нить из малорастворимого силиката.)

Лабораторная работа 6 СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Опыт 1 Реакции металлов с неметаллами

1-а Горение магния в воздухе

Опыт проводят в вытяжном шкафу. Кусочек магниевой стружки зажмите щипцами и подожгите в пламени спиртовки. *(Что наблюдаете? С какими компонентами воздуха реагирует магний? Напишите уравнения реакции. Укажите, как изменяются степени окисления.)*

Полученный белый порошок обработайте разбавленной соляной кислотой. *(Что наблюдаете?)* К небольшой порции этого раствора добавьте реактив Несслера – реагент, позволяющий обнаружить в растворе ионы аммония NH_4^+ . *(Что наблюдаете? Как в растворе возникают ионы аммония?)*

1-б Реакция цинка с серой

Приготовьте банки с порошками цинка и серы, железный лист, спички и лучину. Проверьте исправность технических весов. Нужны будут также 2 чистых пробирки и разбавленная (5-10%) серная кислота.

Взвесьте 1 г цинка и 0,6 г серы (серу берут с избытком 20%). Тщательно перемешайте порошки, положите смесь на железный лист в вытяжном шкафу и осторожно подожгите горящей лучиной. *(Как протекает реакция? Каков её основной продукт? Что получается при горении серы в воздухе? Напишите*

уравнения процессов, укажите окислитель и восстановитель.)

Две небольших порции полученного сульфида цинка перенесите в пробирки и обработайте водой и разбавленной серной кислотой. В выделяющийся газ внесите бумагу, смоченную раствором соли свинца. *(Зачем? Напишите уравнения реакции.)*

(Опишите наблюдения. Запишите уравнение наблюдаемого процесса. Помните – вдыхание больших количеств сероводорода опасно!)

Опыт 2 Взаимодействие металлов с водой

В две пробирки налейте по 2–3 мл воды и добавьте по капле раствора индикатора фенолфталеина. Затем в одну внесите кусочек магния, в другую – кусочек кальция. *(Что наблюдаете?).* Пробирку с магнием нагрейте до кипения. *(Опишите наблюдения. Какой из металлов активнее реагирует с водой? Свяжите результат с положением металлов в ряду напряжений и в Периодической системе. Запишите уравнения реакций.)*

Опыт 3 Взаимодействие металлов с кислотами

3-а Реакции металлов с разбавленной серной кислотой

В четыре пробирки налейте по 2–3 мл разбавленной H_2SO_4 . В первую поместите железо, во вторую – магний, в третью – медь, в четвёртую – цинк. Если реакция протекает слабо, подогрейте пробирки спиртовкой. *(С какими металлами реагирует взятая кислота? Сравните скорость процессов, сопоставьте её с положением металлов в ряду напряжений. Какой газ выделяется? Напишите уравнения реакции.)*

3-б Реакции металлов с концентрированной серной кислотой

Опыт выполняют под тягой.

Заготовьте кусочки фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца ("свинцовая бумага") и иодной водой ("иодная бумага"). *(Какие газообразные вещества удобно обнаруживать с помощью иодной и свинцовой бумаги?)*

Налейте в 2 пробирки по 3 мл концентрированной H_2SO_4 . В одну поместите немного меди, в другую – немного магния. Слегка нагрейте пробирки спиртовкой. Определите продукты реакции. *(Чем может вызываться помутнение раствора в пробирке с магнием? Напишите все возможные*

уравнения реакции. Сопоставьте ход процессов с положением металлов в ряду напряжений.)

3-в Реакции металлов с разбавленной азотной кислотой

Опыт выполняют под тягой. Избегайте попадания азотной кислоты на кожу.

(Оксид азота NO (бесцветный газ) может быть установлен по возникновению бурой окраски на выходе из пробирки, где он окисляется кислородом воздуха до NO_2 .)

(Ионы аммония NH_4^+ обнаруживают в растворе добавлением его к порции реактива Несслера – выпадает оранжевый осадок. В систему необходимо ввести избыток щёлочи.)

В две пробирки налейте по 2–3 мл разбавленной HNO_3 . В первую поместите магний, во вторую – медь. Если реакция протекает слабо, подогрейте пробирки спиртовкой. (Что наблюдаете? Установите продукты. Напишите уравнения реакции.)

3-г Реакции металлов с концентрированной азотной кислотой

Опыт выполняют под тягой. Попадание концентрированной азотной кислоты на кожу очень опасно!

В две пробирки налейте по 2–3 мл концентрированной HNO_3 . В первую поместите магний, во вторую – медь. (Что наблюдаете? Установите продукты. Напишите уравнения реакции. Как влияет природа металла на результат?)

Опыт 4 Взаимодействие металлов с растворами щелочей

4-а Реакция алюминия с гидроксидом натрия

Положите в пробирку несколько кусочков или 1–2 гранулы алюминия. Прилейте к ним 3–4 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия. Если реакция идёт медленно, осторожно подогрейте раствор спиртовкой. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель. На какое свойство гидроксида алюминия указывает эта реакция?)

(Какие ещё металлы реагируют со щелочами в отсутствие других окислителей? Как изменится результат в присутствии кислорода, нитрата или хлората калия?)

Опыт 5 Взаимное вытеснение металлов

В пробирку налейте 2 мл раствора нитрата свинца и поместите туда гранулу цинка. В другую пробирку налейте 2 мл раствора сульфата цинка и поместите туда гранулу свинца. *(Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Сопоставьте ход процессов с положением металлов в ряду напряжений.)*

Лабораторная работа 7

АНАЛИЗ НЕИЗВЕСТНОЙ СОЛИ

Опыт 1 Общие свойства соли

(Предлагают только водорастворимые индивидуальные соли.)

Получите у преподавателя пробирку с твёрдой солью. *(Отметьте облик соли.)* Заготовьте штатив с 6–8 чистыми пробирками. В одну из них поместите около грамма соли и растворите в дистиллированной воде. Нужно получить 10–15 мл раствора. *(Отметьте его внешний вид. Изменилась ли окраска при растворении?)*

Индикаторной бумагой определите рН раствора. Сделайте предположения о возможном составе соли. Разделите раствор на 2 примерно равные части.

Опыт 2 Установление катиона

При анализе используют первую из пробирок с раствором соли. Нужно отливать понемногу в чистые пробирки и туда добавлять групповые или специфические реагенты.

(Соли ртути, мышьяка, бериллия, рубидия и цезия не предлагают. Основой метода является сероводородная классификация катионов.)

Проверьте, не является ли катион соли ионом аммония. *(Применяют реактив Несслера.)*

Если аммония нет, проводите систематический анализ катиона. К порции раствора соли добавьте равный объём 1 М соляной кислоты и введите немного сероводородной воды или разбавленного раствора сульфида натрия.

Если образуется осадок, в растворе имеются катионы 4 или 5 аналитических групп. (*)

Слейте жидкость с осадка и добавьте к нему избыток раствора Na_2S . Если осадок растворился, катион относится к 5 группе (Sb^{3+} , Sb^{5+} , Sn^{4+} , Sn^{2+}), если нет – к 4 группе (Pb^{2+} , Cd^{2+} , Bi^{3+} , Cu^{2+}).

По цвету раствора и осадка определите круг возможных катионов. Уточните природу катиона с помощью специфических реакций.

Если на этапе (*) осадка нет, катион не относится к 4 и 5 аналитическим группам.

К новой порции раствора соли добавьте раствор сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Выпадение осадка указывает на присутствие катионов 3 аналитической группы (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} , Mn^{2+}). (**)

По цвету раствора и осадка определите круг возможных катионов. Уточните природу катиона с помощью специфических реакций. Полезно добавить к порции исходного раствора избыток щёлочи.

Если на этапе (**) осадок не образуется, к новой порции раствора соли добавьте раствор карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Выпадение осадка указывает на присутствие катионов 2 аналитической группы (Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}). Если же осадка нет, в растворе присутствуют только катионы 1 аналитической группы (Li^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+}).

Можно уточнить природу катиона с помощью специфических реакций. Для этого берут новые порции раствора. *(Помните, что щелочные и щелочноземельные катионы распознают по окраске пламени. Для этого на спиртовке прокалывают платиновую или нихромовую проволоку, охлаждают, опускают её в раствор исследуемой соли и вновь вносят в пламя.)*

Опыт 3 Установление аниона

При анализе используют вторую из пробирок с раствором соли. Нужно отливать понемногу в чистые пробирки и туда добавлять реагенты.

(Не предлагают соли кислородных кислот галогенов, селена, теллура, мышьяка, бора, а также цианиды и роданиды.)

Добавьте к порции раствора неизвестной соли немного раствора хлорида или нитрата бария. В случае образования осадка неизвестный анион относится к 1 аналитической группе (SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , " SiO_3^{2-} ") и может быть установлен специфическими реакциями. До этого осадок можно обработать соляной или азотной кислотой и получить дополнительную информацию. Учтите природу катиона – растворимые силикаты есть только у щелочных металлов. Только в случае силиката осадок получится при добавлении сильной кислоты к *исходному* раствору соли (будет вытеснена слабая кремниевая кислота $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$).

Если на этом этапе осадка нет, на новую порцию раствора подействуйте раствором нитрата серебра. Если выпадает осадок, то анион относится ко 2-й аналитической группе (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}). Природу аниона можно установить по цвету осадка и с помощью специфических реакций. Светлые осадки рекомендуется обработать хлорной водой, введя в систему органический растворитель, не смешивающийся с водой.

Если с нитратом серебра осадка не было, анион относится к 3 аналитической группе (NO_3^- , NO_2^-) и может быть установлен специфическими реагентами.

Установив катион и анион, запишите формулу предложенной соли и сообщите её преподавателю.

Лабораторная работа 8

АНАЛИЗ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ

Вопросы и задания

- 8-1. *Что такое жёсткость воды? В каких единицах её измеряют?*
- 8-2. *Какие существуют разновидности жёсткости? Поясните каждую из них.*
- 8-3. *Какие методы применяют для устранения жёсткости?*
- 8-4. *Определите жёсткость воды, в одном кубометре которой содержится 15 граммов гидрокарбоната кальция. Считайте, что других солей в этой воде нет.*
- 8-5. *Определите жёсткость воды, если для её устранения в 1000 литрах воды израсходовано 159 граммов соды.*
- 8-6. *Жёсткость воды равна 6 мэкв/л. Сколько граммов метафосфата натрия потребуется для её устранения в 1500 литрах воды?*
- 8-7. *Определите жёсткость воды (за счёт только гидрокарбоната кальция), если в результате кипячения из 1 тонны воды получается 81 г накипи.*

Опыт 1 **Временная жёсткость**

(Напишите уравнение взаимодействия гидрокарбоната кальция с соляной кислотой.)

Определение временной жёсткости можно проводить аналогично определению щёлочи по реакции с кислотой в присутствии индикатора метилового оранжевого (метилоранжа). *(Слабощелочная среда природной воды возникает за счёт гидролиза гидрокарбонатов.)*

Соберите установку для титрования. Заполните бюретку титрантом – 0,1 н. раствором соляной кислоты. С помощью мерного цилиндра налейте в коническую колбу 100 мл исследуемой воды. Добавьте 2–3 капли раствора метилоранжа. Вода приобретёт жёлтый цвет, отвечающий нейтральной или щелочной среде. *(В каком интервале рН изменяется окраска метилоранжа?).* Титруйте воду кислотой до появления оранжевого окрашивания (абрикосового оттенка). *(Под колбу рекомендуется подложить листочек белой бумаги. Красная окраска раствора указывает, что кислоты добавлено больше, чем нужно для полного разложения гидрокарбоната.)*

Титрование повторите ещё два раза, найдите среднее значение объёма титранта (кислоты), пошедшее на реакцию со 100 мл жёсткой воды.

Рассчитайте временную жёсткость воды, пользуясь законом эквивалентов – число эквивалентов кислоты равно числу эквивалентов ионов жёсткости.

Опыт 2 Общая и постоянная жёсткость

Определение общей жёсткости также проводят титрованием.

Как титрант используют раствор трилона Б (комплексона-3, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{T}$, где Т – анион $\text{C}_2\text{H}_4\text{N}_2(\text{CH}_2\text{COO})_4^{4-}$, этилендиаминтетраацетат). Ионы водорода вытесняются катионами кальция или магния. Чтобы не возникала кислая среда, мешающая протеканию реакции, в систему вводят буферный раствор – смесь растворов NH_4Cl и NH_4OH .

В качестве индикатора применяют эриохром чёрный Т (хромоген чёрный). Обычно эриохром предварительно перетирают с большим избытком твёрдого хлорида натрия, для облегчения дозировки.

Соберите установку для титрования. Заполните бюретку 0,1 н. раствором трилона Б. С помощью мерного цилиндра налейте в коническую колбу 100 мл исследуемой воды. Добавьте 5–10 мл буферного раствора и несколько капель или крупинок индикатора. Вода приобретёт розовый цвет. *(Эриохром образует с магнием комплекс красного цвета, который разрушается при добавлении*

трилона Б. После окончания реакции раствор приобретает тёмно-синюю окраску свободного индикатора.)

Титруйте воду раствором трилона Б до появления синего окрашивания. Титрование повторите ещё два раза, найдите среднее значение объёма титранта, пошедшее на реакцию со 100 мл жёсткой воды.

Рассчитайте общую жёсткость воды, пользуясь законом эквивалентов – число эквивалентов трилона Б равно числу эквивалентов ионов жёсткости.

Если для этой же воды известна временная жёсткость, рассчитайте постоянную жёсткость. Дайте квалификацию воды по жёсткости.

ПРИЛОЖЕНИЕ

А. Основные классы неорганических веществ

Известно несколько десятков тысяч неорганических веществ.

Их можно различать *по составу*. Известны *простые вещества* (состоят из атомов одного элемента: Fe, S, N₂; их немного) и *сложные вещества* (содержат атомы двух и более элементов: NaCl, H₂SO₄, C₁₂H₂₂O₁₁). Сложные вещества, содержащие атомы только двух разных элементов, называют ещё *бинарными соединениями* (MgO, H₂S, BaCl₂).

По типу химической связи различают вещества *без прочных связей* (Ar, Kr), *с ковалентной связью* (O₂, C, BN), *с ионной связью* (KF, CaO), *с металлической связью* (Cu₃Au). Классификация неоднозначна, поскольку бывают промежуточные типы связи (ионно-ковалентная, ионно-металлическая). Есть также вещества, сочетающие разные типы связей, например, ионную и ковалентную (KNO₃, BaSO₄), их называют *гетеродесмическими соединениями*.

Вещества также можно различать *по связности* (числу измерений пространства, в которых далеко распространяются прочные химические связи). Связность равна нулю у *молекулярных* соединений (молекулы содержат разное число атомов, 1 у He, Xe, 2 у H₂, CO, 3 у H₂O, CO₂, 4 у P₄, NH₃ и так далее). Остальные являются *полимерами* – одномерными или *цепочечными* (Se, CrO₃), двухмерными или *слоистыми* (графит C, P₂O₅) и трёхмерными или *каркасными* (B, SiO₂, Fe₃O₄). Связность зависит от выбранного критерия прочности (порядок связи, энергия связи). Выделяя только прочные связи кремний-кислород, подобным образом классифицируют силикатные минералы (связность системы Si–O равна нулю у ортосиликатов, дисиликатов и кольцевых силикатов).

Важную информацию даёт классификация *по кислотно-основным свойствам*. Её мы рассмотрим подробно. Нетипичные случаи опустим.

Простые вещества в ней делят на металлы и неметаллы (по физическим свойствам), а сложные – на оксиды, гидроксиды, водородные соединения и соли.

Оксиды – это двухэлементные (бинарные) соединения, в которых один из элементов – кислород. Их делят на кислотные (CO_2 , SO_3 , Mn_2O_7), основные (Na_2O , BaO), амфотерные (Al_2O_3) и несолеобразующие или безразличные (NO).

Похожая классификация у *гидроксидов* (точнее, гидратов оксидов). Это трёхэлементные соединения, в которых есть водород и кислород, соединённые в группу OH . К основным гидроксидам относят NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Сильные хорошо растворимые основания называют щелочами (KOH). Существует много слабых малорастворимых оснований, например, $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Ряд гидроксидов является кислотами – сильными (H_2SO_4 , HNO_3) или слабыми (H_3BO_3 , H_2CO_3 , $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$). Некоторые гидроксиды амфотерны, например, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, то есть реагируют и с кислотами, и с основаниями (примеры – дальше).

Водородные соединения – это двухэлементные (бинарные) соединения, в которых один из элементов – водород. Они могут иметь основную природу (NaH), кислотную (HCl) или быть безразличными (CH_4).

Соли содержат простой или сложный катион (обычно получается в результате отрыва одного или нескольких ионов OH^- от основного или амфотерного гидроксида) и анион кислотного остатка (обычно получается в результате отрыва одного или нескольких ионов H^+ от кислотного или амфотерного гидроксида). Различают *средние соли* (NaCl , CuSO_4), *кислые соли* (Na_2HPO_4 ; способны далее отщеплять H^+ от кислотного остатка) и *основные соли* ($(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; способны далее отщеплять OH^- от катионной части).

Типичные соединения для металлов – основные оксиды, основные гидроксиды (основания), водородные соединения основной природы ($\text{Ca} - \text{CaO} - \text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{CaH}_2$), для неметаллов – кислотные оксиды, кислотные гидроксиды, кислотные водородные соединения ($\text{S} - \text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{S}$). Любое вещество первого типа реагирует с любым веществом второго типа (реакция нейтрализации) и даёт соль (в примерах – CaS или CaSO_4).

Металлы

Реагируют

а) *с кислородом*, при этом получают оксиды основной или амфотерной природы ($2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$); некоторые металлы (Au , Pt) в такую реакцию не вступают;

б) *с водородом*, при этом получают гидриды ($\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$); в такую реакцию вступают только активные металлы (щелочные, щелочноземельные);

в) с другими неметаллами, при этом также получают продукты окисления металла – фториды, хлориды, сульфиды, нитриды ($\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$); их можно считать солями водородных соединений данных неметаллов; однако не всякая пара металл–неметалл вступает в эту реакцию;

г) с водой, при этом получают гидроксиды металлов; они обычно основной природы, изредка амфотерные ($\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$); этот процесс идёт только у достаточно активных металлов;

д) с кислотами, при этом получают соли ($\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$); в такой реакции обычно участвуют лишь металлы, стоящие в ряду напряжений (активности) до водорода; однако кислоты-окислители (HNO_3 , конц. H_2SO_4) могут окислять и малоактивные металлы ($\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$);

е) со щелочами, при этом получают соли ($2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAl}(\text{OH})_4 + 3\text{H}_2$); в таких реакциях участвуют только металлы, дающие амфотерные гидроксиды;

ж) с солями, более активный металл, стоящий в ряду напряжений левее, вытесняет менее активный металл ($\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$).

Неметаллы

Реагируют

а) с кислородом, при этом получают оксиды кислотной природы ($\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$) или безразличные ($\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$); инертные газы (He–Xe) и галогены (F_2 – I_2) с кислородом не реагируют;

б) с водородом, при этом получают летучие водородные соединения обычно кислотной природы ($\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$); в эту реакцию вступают только наиболее активные неметаллы;

в) с металлами, этот тип реакций описан раньше, в свойствах металлов;

г) со щелочами, при этом получают две соли ($3\text{Cl}_2 + \text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$) или одна соль ($\text{Si} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{H}_2\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2$); в подобных реакциях участвуют только некоторые неметаллы.

Оксиды

Получают

а) из простых веществ, этот тип реакций описан раньше, в свойствах металлов и неметаллов;

б) из гидроксидов, обычно при нагревании ($\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$).

Реагируют

а) *с водой*, давая гидроксиды; при этом из основных оксидов получаются основания ($\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$), а из кислотных – кислоты ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$), кислотные оксиды поэтому называют ещё ангидридами (то есть, "обезвоженными") соответствующих кислот;

б) *с другими оксидами*, при этом получаются двойные оксиды; наиболее важно взаимодействие основных и кислотных оксидов, при этом двойной оксид является солью ($\text{MgO} + \text{SiO}_2 = \text{MgSiO}_3$); амфотерные оксиды реагируют с основными как кислотные ($\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{NaAlO}_2$), а с кислотными как основные ($\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{AlPO}_4$);

в) *с гидроксидами и кислотными водородными соединениями*, наиболее важны реакции основных оксидов с кислотами ($\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$), кислотных оксидов с основаниями ($\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{H}_2\text{SiO}_4$); амфотерные оксиды реагируют и с кислотами, и с основаниями ($\text{ZnO} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ или $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{Zn}(\text{OH})_4$); во всех случаях получаются соли;

г) *с солями*, при этом сильноосновные оксиды вытесняют из солей слабые основания ($\text{Na}_2\text{O} + \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$), а кислотные оксиды вытесняют менее сильные кислоты ($\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{H}_2\text{SiO}_4 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$).

Гидроксиды

Получают

а) *из оксидов*, этот тип реакций описан раньше, в свойствах оксидов;

б) *из солей*, при этом слабоосновные и амфотерные гидроксиды получают действием сильного основания на соль слабого основания ($\text{NiSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$), а слабокислотные гидроксиды можно получить действием сильной кислоты на соль слабой кислоты ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$).

Реагируют

а) *с оксидами*, этот тип реакций описан раньше, в свойствах оксидов;

б) *с другими гидроксидами*, это важнейший вариант реакции нейтрализации; основные гидроксиды реагируют с кислотными ($\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$); амфотерные реагируют с обоими этими типами ($\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{Zn}(\text{OH})_4$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$);

в) *с солями*, эта реакция описана в методах получения гидроксидов;

г) *при нагревании* могут разлагаться с образованием оксидов (описано ранее).

Водородные соединения

Получают

а) *из простых веществ*, этот тип реакций описан раньше, в свойствах металлов и неметаллов;

б) *из солей*; этот метод применим только для летучих соединений неметаллов, большинство из которых имеет кислотную природу; их можно вытеснить сильными нелетучими кислотами ($\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$) а иногда и водой ($\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$); аммиак может быть получен действием щелочей на соли аммония ($\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$).

Реагируют

а) *с водой*, при этом большинство водородных соединений неметаллов даёт кислоты – сильные (HCl , HI) или слабые (H_2S); уникален аммиак, дающий слабое основание – гидроксид аммония ($\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{OH}$); водородные соединения активных металлов (гидриды) в реакции с водой дают сильные основания ($\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2$);

б) *с оксидами, гидроксидами и водородными соединениями*, как продукты описанных в пункте а) реакций с водой ($\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ и $2\text{NaH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2$);

в) *с кислородом*, многие из них являются горючими ($\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$), некоторые загораются сами, не требуя поджигания ($\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$).

Соли

Получают

а) *из простых веществ* (реакцией металла с неметаллом), тип реакций описан раньше;

б) *реакцией металла с кислотой*, тип реакций описан раньше;

в) *реакцией основного или амфотерного оксида или гидроксида с кислотой или амфотерным оксидом* (реакцией нейтрализации), тип реакций описан раньше;

г) *из других солей* (реакцией обмена: $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$).

Реагируют

а) *с металлами*, тип реакций описан раньше;

б) *с основными оксидами и щелочами*, тип реакций описан раньше;

в) *с кислотными оксидами и кислотами*, тип реакций описан раньше;

г) *с другими солями*, тип реакций описан раньше.

Б. Справочные данные

Ряд напряжений металлов

даны форма в водном растворе и стандартный электродный потенциал (В) при 25 °С по отношению к чистому металлу (для H^+ – с газом H_2 на Pt)

Li^+	Rb^+	K^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Be^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}
-3,05	-2,93	-2,92	-2,91	-2,89	-2,86	-2,71	-2,37	-1,85	-1,70	-1,19	-0,76	-0,44
Cd^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	H^+	Bi^{3+}	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pd^{2+}	Pt^{2+}	Au^+
-0,40	-0,28	-0,23	-0,14	-0,13	0	+0,32	+0,34	+0,80	+0,85	+0,92	+0,96	+1,69

Константы нестойкости комплексов при 25 °С

Комплекс	$K_{нест}$	Комплекс	$K_{нест}$
$Ag(S_2O_3)_2^{3-}$	$3 \cdot 10^{-14}$	$Fe(SCN)_4^+$	$7 \cdot 10^{-5}$
$Ag(NH_3)_2^+$	$6 \cdot 10^{-8}$	$Fe(CN)_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$
$Zn(OH)_4^{2-}$	$3 \cdot 10^{-15}$	$Zn(NH_3)_4^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$
AgI_2^-	$2 \cdot 10^{-16}$	$Cu(NH_3)_4^{2+}$	$1 \cdot 10^{-12}$
$Ni(NH_3)_6^{2+}$	$1 \cdot 10^{-8}$	HgI_4^{2-}	$2 \cdot 10^{-30}$

Произведения растворимости при 25 °С

$AgBr$	$5 \cdot 10^{-13}$	MnS	$2 \cdot 10^{-10}$
$Al(OH)_3$	$1 \cdot 10^{-32}$	NiS	$1 \cdot 10^{-24}$
CdS	$8 \cdot 10^{-27}$	PbS	$3 \cdot 10^{-27}$
$Fe(OH)_3$	$3 \cdot 10^{-38}$	$Zn(OH)_2$	$7 \cdot 10^{-18}$
HgS	$2 \cdot 10^{-52}$	ZnS	$2 \cdot 10^{-24}$

Относительные электроотрицательности непереходных элементов

I	II	III	IV	V	VI	VII
H 2,1						
Li 0,95	Be 1,5	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,5	F 3,9
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,9	P 2,1	S 2,6	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 2,0	As 2,0	Se 2,4	Br 2,9
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn⁺² 1,7 Sn⁺⁴ 1,9	Sb⁺³ 1,8 Sb⁺⁵ 2,1	Te 2,1	I 2,6
Cs 0,75	Ba 0,9	Tl⁺¹ 1,3 Tl⁺³ 1,9	Pb⁺² 1,6 Pb⁺⁴ 1,8	Bi 1,8	Po 2,0	At 2,2

ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

Рекомендованы следующие издания:

1. Глинка Н.Л. *Общая химия*. Л.: Химия, 1985. 704 с.
2. Шукаев И.Л. *Лекции по неорганической химии. Часть 1. Пространственное строение веществ и химия неметаллов*. Ростов-на-Дону: РГУ, 2004. 34 с.
3. Шукаев И.Л. *Лекции по неорганической химии. Часть 2. Химия металлов и анализ неорганических веществ*. Ростов-на-Дону: РГУ, 2004. 34 с.
4. Глинка Н.Л. *Задачи и упражнения по общей химии*. Л.: Химия, 1988. 272 с.

- Работа 1** [1], п.15 (с.37–43), п.17(с.46–48)
[2], пп.6–11, с.13–28
[3], пп.14–16, с.3–11
[4], гл.II, с.28–34, задачи: дома – 142, 147, 151, 153, в классе – 140, 141, 143, 144, 152
- Работа 2** [1], пп.8–10 (с.23–28); п.16 (с.43–45)
[4], гл.I.4–I.6, с.16–27, задачи: дома – 56, 66, 81, 86, 115, в классе – 54, 61, 68, 87, 118
- Работа 3** [1], пп.203, 204 (с.564–572); п.207 (с.581–587)
[2], пп.1–5, с.3–12
[4], гл.IX.1–IX.3, с.174–179, задачи: дома – 722, 723, в классе – 724, 729
- Работа 4** [1], пп.118–121 (с.338–353), 126–128 (с.367–371), 136–138 (с.383–393)
[2], пп.6–9, с.13–21
[4], задачи: дома – 810, 817, 841, 846, 887, в классе – 816, 819, 847, 855

Работа 5

[1], пп.122, 129–131, 141–143, 147, 155, 180, 181 (с.353–496, выборочно)

[2], пп.10,11, с.21–28

[4], задачи: дома – 823, 860, 867, 902, 954, в классе – 824, 857, 861, 910

Работа 6

[1], пп.100 (с.285–289), 191–192 (с.519–524), 197 (с.544–547), 209–211 (с.587–596), 218 (с.613–618)

[3], пп.14–16, с.3–11

[5], задачи: дома – 970, 1021, 1049, в классе – 1006, 1022, 1050

Работа 7

[3], пп.18,19,22,23 (с.17–23, 27–34)

[4], задачи: дома – 853, 854

Работа 8

[1], пп.172, 173 (с.471–475), 212 (с.596–599)

[3], пп.19,20, с.20–25

[4], задачи: дома – 1030, 1032, 1034, 1036, в классе – 1031, 1033, 1035