Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Чеченский государственный университет
имени Ахмата Абдулхамидовича Кадырова»

Мутузова М.Х., Байсангурова А.А.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО КУРСУ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебное пособие обучающихся
по направлению подготовки 04.03.01 «Химия»

Грозный – 2025

Печатается по решению Ученого Совета
Чеченского государственного университета им.А.А.Кадырова
протокол №02 от 06.03.2025 г.,
и по решению УМС
ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова»
протокол №06 от 05.03.2025 г.

УДК 542.1(076.5)
ББК 24:15.13
М 91

Рецензент: **Хасбулатова З.С.,** д-р хим. наук, профессор кафедры химии и методики преподавания химии ФГБОУ ВО «Чеченский государственный педагогический университет»

Солтамурадов Г.Д., доцент, и.о. зав. кафедрой химии ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова»

Мутузова М.Х., Байсангурова А.А. Лабораторный практикум по курсу общей и неорганической химии. Учебное пособие обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 «Химия»: [Текст] / Мутузова М.Х., Байсангурова А.А. – Грозный: издательство ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова», 2025. – 50 с.

Издание содержит лабораторные работы, по изучаемым разделам общей и неорганической химии. Предназначено для студентов первого курса обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 Химия, профиль «Химия»

© Мутузова М.Х., Байсангурова А.А., 2025
© ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова», 2025

ОГЛАВЛЕНИЕ

ГЛАВА 1. СОБЛЮДЕНИЕ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ…… 4

1.1 Основные правила…….. 4

1.2 Первая помощь при несчастных случаях в химической лаборатории….. 5

ГЛАВА 2. ЛАБОРАТОРНАЯ ПОСУДА…… 7

2.1 Лабораторная посуда…….. 7

2.2 Смеси и способы их разделения…… 8

ГЛАВА 3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ…… 13

3.1 Работа 1. Получение и свойства кислорода……. 13

3.2 Работа 2. Получение и свойства водорода…… 15

3.3 Работа 3. Получение и свойства галогенов…….. 18

3.4 Работа 4. Сера и ее соединения……. 21

3.5 Работа 5. Азот и его соединения…… 25

3.6 Работа 6. Фосфор и его соединения……. 29

3.7 Работа 7. Углерод и кремний…… 32

3.8 Работа 8. Бор и его соединения……. 38

3.9 Работа 9. Бериллий, магний, кальций, стронций и барий…….. 40

3.10 Работа 10. Цинк и кадмий…… 44

3.11 Работа 11. Олово и свинец…… 46

Рекомендуемая литература…….. 48

ГЛАВА 1. СОБЛЮДЕНИЕ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1.1 Основные правила

Соблюдение техники безопасности в химической лаборатории крайне важно для предотвращения несчастных случаев и обеспечения безопасной рабочей среды. Вот несколько основных правил:

1. *Ношение защитной одежды:*

- всегда носите лабораторный халат, защитные очки и перчатки.
- закрытая обувь обязательна.

2. *Работа с химическими веществами:*

- читайте этикетки и инструкции перед использованием.
- используйте вытяжные шкафы для работы с летучими или токсичными веществами.

3. *Правильное обращение с оборудованием:*

- ознакомьтесь с работой всех приборов перед их использованием.
- не оставляйте работающие приборы без присмотра.

4. *Хранение химикатов:*

- храните химические вещества в соответствующих контейнерах и на правильных полках.
- избегайте смешивания несовместимых веществ.

5. *Первая помощь:*

- знайте местоположение аптечки и средств для промывания глаз.

6. *Чистота и порядок:*

- держите рабочее место чистым и организованным.
- убирайте пролитые вещества немедленно.

7. *Обучение и инструкции:*

- проходите регулярные тренинги по технике безопасности.
- Следуйте всем инструкциям и рекомендациям Вашего руководителя.

Соблюдение этих правил поможет создать безопасную рабочую среду и минимизировать риски в лаборатории.

1.2 Первая помощь при несчастных случаях в химической лаборатории

Первая помощь при несчастных случаях в химической лаборатории включает в себя следующие шаги:

1. Оценка ситуации:

- убедитесь, что место происшествия безопасно для Вас и других.

- если есть угроза, вызовите помощь.

2. Общие меры:

- позвоните в службу экстренной помощи или сообщите ответственному лицу о происшествии.

- убедитесь, что у Вас есть доступ к необходимым средствам первой помощи.

3. При химических ожогах:

- промойте поражённый участок кожи большим количеством воды в течение не менее 15 минут.

- снимите загрязнённую одежду, если это безопасно.

- не накладывайте кремы или мази без указания врача.

4. При попадании химикатов в глаза:

- промойте глаза под струёй воды в течение не менее 15 минут.

- не трите глаза и не накладывайте повязки.

5. При вдыхании токсичных паров:

-п ереместите пострадавшего на свежий воздух.

- если он не дышит, начните сердечно-легочную реанимацию (СЛР) и вызовите помощь.

6. При отравлении:

- не пытайтесь вызвать рвоту, если не указано иное медицинским работником.

- сохраните упаковку вещества для идентификации.

7. При порезах и ранениях:

- остановите кровотечение, нажав на рану чистой тканью.

- если рана глубокая, не удаляйте предметы, застрявшие в ране, и обратитесь за медицинской помощью.

8. Документация:

- запишите все детали инцидента, включая время, место и действия, предпринятые для оказания помощи.

Важно помнить, что профилактика несчастных случаев и соблюдение правил безопасности в лаборатории – это лучший способ избежать травм.

ГЛАВА 2. ЛАБОРАТОРНАЯ ПОСУДА

2.1Лабораторная посуда

Таблица 1. Лабораторная посуда

1.Мерная химическая посуда		
Название	Предназначение	Рисунок
Пипетка	Применяют в отборе растворов и газовых смесей	
Бюретка	Основное применение в количественном-качественном анализах	
Колба, мензурка и мерный цилиндр	Одни применяются для хранения растворов, другие с целью отбора нужного количества жидкости, а третьи для измерения	
2. Посуда для общих целей, без делений		
Пробирка	Для проведения химических реакций в малых объемах	
Колба коническая-Эрленмеера	Для нагревания жидкостей; в титрометрическом анализе при определении кислотности или щелочности среды (кислотно-основное титрование) и окислительно-восстановительном титровании.	
Колба кругло донная	Для синтеза, приготовления растворов, растворения веществ, нагревания растворов, проведения реакций, измерения объема жидкостей	
Колба плоско донная	Для проведения химических реакций	
Химические стаканчики	В основном для растворов, подогреваемых, измеряемых и проведения химических рекций.	
Реторта	Для перегонки или воспроизведения реакций.	
Воронка	Для переливания и фильтрования жидкостей.	
Делительная воронка	Для разделения несмешивающихся жидкостей.	

Кристаллизатор	Для выпаривания растворов и очистки веществ путем перекристаллизации	
Химическая капельница	Для отмерения необходимого колическтва жидкости, смещивания растворов, можно переносить растворы из одного сосуда в иной.	
Бюкс	Реакционные сосудыс притертой пробкой применяют для хдолгого хранения, химических реакций поскольку предотвращает выход газов , утечку, можно для нагревания и даже кипения.	
Химические ложки, шпатели	В основном для перемещения твердых веществ	
Штатив	Пробиркодержатель, колбадержатель	
Эксикатор	С целью хранения реагентов	
Аппарт Киппа	Дает возможность получать газы из твердых веществ щелочей.	
Тигли	В основном для плавления различных веществ в процессе термического анализа.	
Чашка	Позволяет работать над открытым огнем, в целях испарения жидкости	
Ступка с пестиком	Можно перетереть твердые вещества в порошок	

2.2 Смеси и способы их разделения

Химические смеси представляют собой комбинации двух или более веществ, которые сохраняют свои индивидуальные свойства. Они могут быть однородными (гомогенными) или неоднородными (гетерогенными).

Химические смеси используются в различных целях, включая:

Промышленность: Для производства товаров, таких как пластмассы, красители, моющие средства и лекарства.

Наука и исследования: В лабораториях для проведения экспериментов, анализа и разработки новых материалов.

Сельское хозяйство: Для создания удобрений, пестицидов и гербицидов, которые помогают в повышении урожайности.

Энергетика: В производстве топлива, таких как бензин и дизель, а также в альтернативных источниках энергии.

Медицина: В фармацевтике для создания лекарств и вакцин.

Косметика: Для производства кремов, шампуней и других косметических средств.

Строительство: В производстве строительных материалов, таких как бетон и цемент.

Каждая из этих областей использует химические смеси для достижения специфических целей, улучшения процессов и создания новых продуктов.

Таблица 2. Смеси и способы их разделения

Однородные (гомогенные)	Неоднородные (гетерогенные)
Однородные- однофазные(возможно твердые,жидкие,газообразные) с одинаковым обьемным составом	Неоднородные с различными фазовыми твердая и газообразная), составы которых неодинаковы, имеются границы раздела фаз, частицы разных веществ видны невооруженным глазом или под микроскопом.
Примеры: 1) водные растворы солей, схара, спиртов, кислот, щелочей; 2) нефть, бензин, керосин, дизельное топливо, мазут, смазочные масла; 3) смесь газов- воздух, природный и попутный нефтяной	Примеры: 1) Углекислый газ и вода, глина и вода, масло и вода, мутная вода (смесь воды и песка); 2) молоко, кровь, пыльный воздух; 3) аэрозоли, пены (смеси жидкостей и пузырьков газов – при откупоривании бутылки с газированной водой, мыльная пена); 4) гранит, мрамор и другие природные минералы.

газ; 4) твердые растворы (сплавы металлов,чугуны и стали,бронзы-сплав меди с оловом, латунь - сплав меди с цинком),	

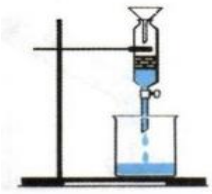
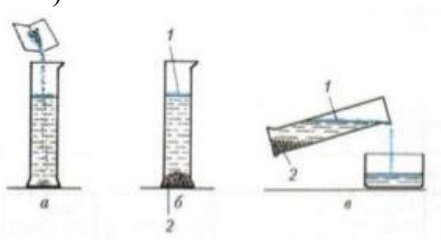
Таблица 3. Основные способы разделения неоднородных смесей

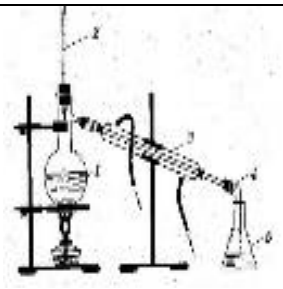
Отстаивание (деконтация)	Фильтрование	Действие магнитом
Частицы глины в воде осаждаются. Применяется при очистке воды от нерастворимых веществ.	Применяется при очистке питьевой воды от нерастворимых примесей.	Отделение металлов с магнитными свойствами от других веществ

Таблица 4. Основные способы разделения однородных смесей

Основные способы разделения однородных смесей			
Выпаривание	Кристаллизация	Дистилляция	Хромотография
Выделение солей из растворов при нагревании	Выделение солей из растворов при охлаждении	Получение дистиллированной воды	Очистка лекарственных веществ.

Таблица 5. Основные способы разделения смесей

Основные способы разделения смесей	
Отстаивание (деконтация)	
1.Разделение смеси нерастворимых жидкостей. Иногда используют центрифугирование. 	2.Выделение веществ из неоднородной (гетерогенной) смеси, с различной плотностью (смесь железных и древесных опилок).  3.Некоторые вещества осаждаются в воде с различной скоростью, например, смесь глины и песка (песок осаждается быстрее).
Фильтрование	Выпаривание, кристаллизация

Выделение веществ из неоднородной смеси, образованной растворимыми и нерастворимыми в воде веществами. Например, смесь поваренной соли и песка. Таким образом песок отделяется фильтрованием (песок остается на фильтровальной бумаге). Далее соль отделяют от воды путем ее выпарвания или кристаллизацией соли при охлаждении раствора.	Выпаривание лишней жидкости, для получения твердых веществ
Дистилляция (перегонка)	Хромотография
Дистилляция — это процесс разделения компонентов смеси на основе различий в их температурах кипения. Он широко используется в химии и промышленности для очистки и разделения жидкостей.  Основные этапы дистилляции: Нагревание: Смесь нагревается до температуры, при которой один или несколько компонентов начинают испаряться. Испарение: Компоненты с более низкой температурой кипения переходят в газообразное состояние. Конденсация: Пар проходит через конденсатор, где охлаждается и превращается обратно в жидкость. Сбор: Полученная жидкость (дистиллят) собирается отдельно от остальной части смеси. Применения дистилляции: Очистка: Удаление примесей из жидкостей.	Разделение жидких смесей, основанное на различной скорости их поглощения поверхностью другого вещества. Разделение происходит при прохождении раствора над поглотителем, при котором происходит избирательная поглощение на поглотителе. Простой пример: возьмем пробирку с красными чернилами и погрузим в них конец полоски фильтровальной бумаги. Из чернил легче и быстрее впитываетя бумагой вода, следом по полоске с меньшей скоростью поднимаются чернила. Так происходит их разделение. Метод хроматографии используется для различных целей, включая: Разделение смесей**:** Хроматография позволяет разделять компоненты сложных смесей, что полезно в химии и биохимии. Анализ веществ**:** Этот метод широко применяется для количественного и качественного анализа различных веществ, таких как лекарства, пестициды и пищевые добавки.

<table>
<tr>
<td>Разделение: Извлечение отдельных компонентов из сложных смесей, например, в нефтепереработке.
Производство: Получение чистых химических веществ, таких как спирты, эфиры и другие органические соединения.
Дистилляция может быть простой или фракционной, в зависимости от сложности смеси и требуемой степени разделения.</td>
<td rowspan="3">Очистка соединений: Хроматография используется для очистки химических соединений, что важно в фармацевтической и химической промышленности.
Изучение взаимодействий: Метод помогает исследовать взаимодействия между молекулами, что полезно в научных исследованиях.</td>
</tr>
<tr>
<td>Магнитная сепарация</td>
</tr>
<tr>
<td>Выделение металлов из неоднородной смеси, способных к намагничиванию.
</td>
</tr>
</table>

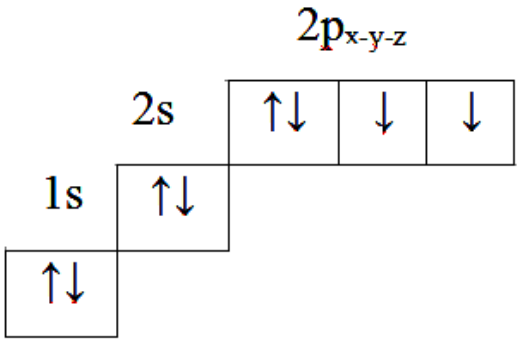
ГЛАВА 3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

3.1 Работа 1. Получение и свойства кислорода

Теоретическая часть

Кислород (O_2) – двухатомная молекула, представляющая собой бесцветный, без запаха и вкуса, газ, который легче воздуха [1-3]. В природе учвствует в процессах горения и окисления. А в медицине для поддержки дыхательной системы, в промышленности для сварки и резки металлов. В качестве окислителя используется в ракетных двигателях

Аллотропные формы кислорода: O_2, O_3. В своих соединениях кислород способен проявлять несколько степеней окисления: -2, -1 (в пероксидах), +2 (F_2O), +4 (O_3).



Для завершения внешнего электронного уровня не хватает 2-х электронов. По химической активности кислород уступает только фтору. Молекулярный кислород является парамагнитным веществом, так как на π-разрыхляющихся орбиталях локализованы два неспаренных электрона.

В избытке кислорода металлы окисляются до более высоких степеней окисления, поэтому в большинстве случаев образуются высшие оксиды, за исключением серы и азота (что связано с неустойчивостью высших оксидов SO_3, N_2O_5 и NO_2 при высоких температурах и их разложением до более устойчивых оксидов SO_2, NO). Кислород окисляет металлы от лития до ртути. Кислород не взаимодействует с галогенами. В электрическом разряде фтор окисляет кислород. Кислород с водородом в соотношении 1:2 образует гремучую смесь.

O_3 – трехатомная молекула кислорода, с характерным запахом слабо синего цвета. В природе образует озоновый слой защизающий Землю от ультрафиолетового излучения. Более сильный окислитель в отличии от кислорода, даже серебро окисляет.

Экспериментальная часть

Получение кислорода при разложении перманганата калия ($KMnO_4$)

Оборудование и реактивы:

Перманганат калия ($KMnO_4$)

Стеклянная пробирка или колба

Бунзеновская горелка или другой источник тепла

Термометр (по желанию)

Лабораторные перчатки и защитные очки

Ход работы

Наденьте защитные очки и перчатки. Убедитесь, что рабочее место хорошо проветривается. Поместите небольшое количество перманганата калия (примерно 1-2 грамма) в пробирку или колбу. Аккуратно нагрейте перманганат калия с помощью бунзеновской горелки. Нагревать нужно медленно, чтобы избежать резкого разложения.

Наблюдение: При нагревании $KMnO_4$ начнет разлагаться, выделяя кислород (O_2) и образуя марганец (MnO_2) и калий оксид (K_2O). Вы можете заметить изменение цвета перманганата, который становится коричневым из-за образования MnO_2.

Напишите уравнение соответствующей химической реакции, определите степени окисления.

Заключение:

После завершения реакции вы можете собрать выделившийся кислород, если пробирка соединена с трубкой, направляющей газ в другую емкость. Убедитесь, что все действия проводятся с соблюдением мер безопасности.

Дополнительные вопросы

Дописать уравнения реакций отражающие химическим свойствам кислорода

$H_2S + O_2 \rightarrow$; $H_2S + O_{2изб} \rightarrow$; $Na_2S + O_2 \rightarrow$;

$CaS + O_2 \rightarrow$; $FeS_2 + O_2 \rightarrow$; $FeS + O_2 \rightarrow$;

$ZnS + O_2 \rightarrow$; $CuS + O_2 \rightarrow$; $NH_3 + O_2 \rightarrow$;

$NH_3 + O_2 \rightarrow$; $PH_3 + O_2 \rightarrow$; $SiH_4 + O_2 \rightarrow$;

$CaH_2 + O_2 \rightarrow$; $NaH + O_2 \rightarrow$; $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$.

3.2 Работа 2. Получение и свойства водорода

Теоретическая часть

Водород – это химический элемент с символом H и атомным номером 1 [4-7]. Он является самым легким и простым элементом во Вселенной. Водород – это бесцветный, безвкусный и без запаха газ при нормальных условиях. Он легче воздуха и может образовывать взрывоопасные смеси с кислородом. Он может существовать в двух изотопах: протий (^1H) и дейтерий (^2H), а также в тритии (^3H), который является радиоактивным. Водород является основным компонентом звезд, включая наше Солнце, где он участвует в термоядерных реакциях. Термоядерные реакции с водородом, в частности, происходят в звездах, включая наше Солнце. Основные реакции, связанные с водородом, включают:

Протон-протонный цикл (основной процесс в звездах, подобных Солнцу):

$4\,^1H \rightarrow {}^4He + 2e^+ + 2\nu_e$ + энергия

В этом процессе четыре протона (ядра водорода) объединяются, образуя одно ядро гелия-4, два позитрона, два нейтрино и выделяется энергия.

Другой термоядерный процесс, который также приводит к образованию гелия):

$^1H + {}^1H \rightarrow {}^2H + e^+ + \nu_e$

$^2H + {}^1H \rightarrow {}^3He + \gamma$

$^{3}He + {}^{3}He \rightarrow {}^{4}He + 2{}^{1}H$

В этом цикле водород используется для синтеза гелия с помощью углерода, азота и кислорода в качестве катализаторов. Эти реакции являются основными источниками энергии в звездах и приводят к образованию более тяжелых элементов в процессе звёздной нуклеосинтезы.

Водород используется в промышленности для производства аммиака, в нефтехимии, а также в качестве топлива в водородных топливных элементах. Он также играет важную роль в химических реакциях, таких как восстановление металлов и в синтезе органических соединений.

Электронная формула:$1s^1$, проявляемые степени окисления – (±1). Изотопы:^{1}H-протий, ^{2}H-дейтерий и ^{3}H- тритий. По распространенности на Земле водород занимает 9 место среди всех элементов. В соотношении 2моль H_2:1моль O_2 образует гремучий газ-взрывчатая смесь. При нагревании вступает во взаимодействие со многими простыми веществами, образованными элементами главных подгрупп. Водород не взаимодействует с благородными газами, B, Si, P, а также с металлами от Al в ряду активности металлов. В химических реакциях может выступать как в роли восстановителя (чаще), так и окислителя (реже). Водород горюч и в смеси с кислородом или воздухом образует взрывчатую смесь.

H_2O_2 – неустойчивое соединение, даже в разбавленных растворах самопроизвольно диспропорционирует: $2H_2O_2 = O_2\uparrow + 2H_2O$. H_2O_2можно перегонять без разложения при пониженном давлении, на свету и при нагревании эта реакция может протекать со взрывом, при использовании катализатора MnO_2 этого не происходит. Используют: для отбеливания шелка, шерсти, пера, мехов, воска, для реставрации картин, в пищевой промышленности для консервации молока, в медицине как дезинфицирующее средство.

Экспериментальная часть

Для получения водорода можно провести несколько простых опытов. Вот некоторые из них:

1. *Реакция цинка с соляной кислотой:*

Оборудование: пробирка, цинковая стружка, соляная кислота (HCl).

Процесс: Поместите небольшое количество цинковой стружки в пробирку и добавьте соляную кислоту. В результате реакции выделится водород.

Уравнение реакции:

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl2 + H2\uparrow$

2. *Электролиз воды:*

Оборудование: источник постоянного тока, два электрода (например, графитовые), вода, немного соли или кислоты для повышения проводимости.

Процесс: Поместите электроды в воду и подключите их к источнику тока. Водород будет выделяться на катоде.

Уравнение реакции:

$2H2O(l) \rightarrow 2H2(g) + O2(g)$

3. *Реакция алюминия с водой* (при наличии щелочи):

Оборудование: алюминий, натрий гидроксид (NaOH), вода.

Процесс: Смешайте алюминий с раствором натрий гидроксида и добавьте воду. В результате реакции выделится водород.

Уравнение реакции:

$2Al + 2NaOH + 6H2O \rightarrow 2NaAl(OH)4 + 3H2\uparrow$

Эти опыты позволяют получить водород в лабораторных условиях. Обязательно соблюдайте меры предосторожности при работе с химическими веществами!

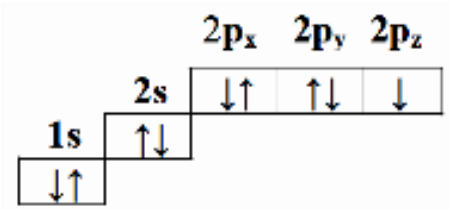
Контрольные вопросы

Необходимо подтвердить свойства цинка и алюминия, особенно действуя на них сильными кислотами, а также определить окислителя и восстновителя.

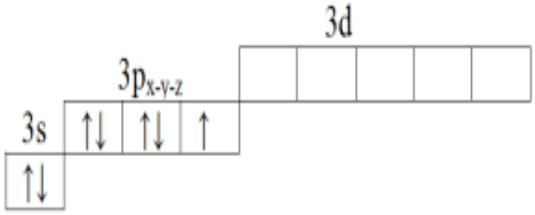
3.3 Работа 3. Получение и свойства галогенов

Теоретическая часть

Фтор **(**А. Муассан в 1886 г) – зеленовато-желтый, с резким ядовитым запахом газ. Сильная электроотрицательность атома фтора объясняется малым атомным радиусом, высокими значениями сродства к электрону и энергии ионизации. Электронная формулаатома фтора:$1s^2 2s^2 p^5$. Валентными являются $2s^2 2p^5$ –электроны. В соединениях проявляет постоянную валентность (I) и степень окисления (-1) за счет одного неспаренного р-электрона:



Хлор **(**К. Шееле в 1774 г) –желтовато-зеленый с удушающим острым запахом газ, тяжелее воздуха в 2,5 раза. Электронная формула: $1s^2 2s^2 p^6\ 3s^2 3p^5$, электронно-графическая формула:

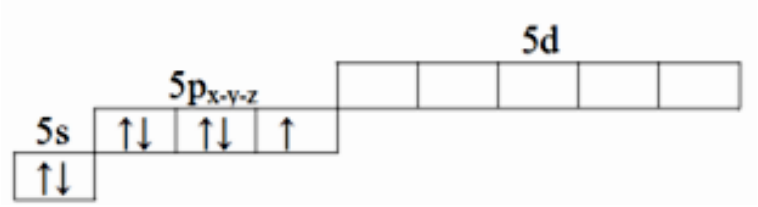


Проявляет следующие валентности и степени окисления: I (-1, +1), III (+3), V (+5) и VII (+7). Энергия ионизации молекулярного хлора больше, чем молекулярного фтора, несмотря на то, что атомный радиус хлора больше, чем у фтора. Это объясняется образованием дополнительной химической связи между атомами хлора по дативному механизму.

Йод –проявляет окислительно-восстановительные свойства, слабый окислитель.

Электронные и электронно-графические формулы йода следующие:

$1s^2 2s^2 p^6\ 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$,



В ряду F-Cl-Br-I окислительные свойства ослабевают, а восстановительные усиливаются по мере увеличения их атомных радиусов и уменьшения электроотрицательности. Поэтому вышестоящий галоген в подгруппе вытесняет последующие из растворов солей и кислот, проявляя окислительные свойства.

В ряду HF– HCl– HBr– HI кислотные и восстановительные свойства усиливаются по мере увеличения радиусов галогенид-ионов. HF–слабая кислота, остальные кислоты являются сильными электролитами. Самая сильная кислота в этом ряду –йодоводородная, она же является очень сильным восстановителем.

Среди неметаллов только галогены могут их окислять (кроме HF). С кислородом реагируют только в газовой фазе (кроме HF).

Экспериментальная часть

Все работы с хлором, бромом и йодом должны проводиться в вытяжном шкафу.

Краткое описание методов получения хлора, брома и йода, а также соответствующие реакции.

Получение хлора (Cl_2)

1.Электролиз раствора хлорида натрия (NaCl):

В процессе электролиза раствора NaCl образуется хлор на аноде.

$2\ NaCl\ (aq) + 2\ H_2O\ (l) \rightarrow Cl_2\ (g) + H_2\ (g) + 2\ NaOH\ (aq)$

2.Реакция с концентрированной серной кислотой:

Хлорид натрия реагирует с концентрированной серной кислотой, образуя хлор.

$NaCl\ (s) + H_2SO_4\ (l) \rightarrow NaHSO_4\ (s) + HCl\ (g)$

$HCl\ (g) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ HCl\ (g)$

Получение брома (Br_2)

1.Окисление бромидов:

Бром можно получить окислением бромидов, например, бромида натрия (NaBr) с помощью хлора.

$2\ NaBr\ (s) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ NaCl\ (s) + Br_2\ (l)$

2.Реакция с серной кислотой:

Бромиды также могут реагировать с концентрированной серной кислотой.

$2\ NaBr\ (s) + H_2SO_4\ (l) \rightarrow Na_2SO_4\ (s) + HBr\ (g) + Br_2\ (g)$

Получение йода (I_2)

1.Окисление йодидов: Йод можно получить окислением йодидов, например, йодида калия (KI) с помощью хлора. $2\ KI\ (s) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ KCl\ (s) + I_2\ (s)$

2.Реакция с концентрированной серной кислотой:

Йод также может быть получен из йодидов с помощью серной кислоты.

$2\ KI\ (s) + H_2SO_4\ (l) \rightarrow K_2SO_4\ (s) + 2\ HBr\ (g) + I_2\ (g)$

Эти методы являются основными способами получения хлора, брома и йода в лабораторных условиях.

Задание

1. Получение хлора из соляной кислоты действием диоксида марганца. Насыпать в пробирку небольшое количество диоксида марганца и облить ее концентрированной соляной кислотой. Осторожно понюхать, направляя к лицу струю хлора движением кисти руки. Написать уравнение реакции.

2. Получение брома вытеснением его из солей. Налить в пробирку 2–3 мл насыщенного раствора бромида калия и пропустить через него сильный ток хлора. Что происходит? Полученный бром отогнать в пробирку-приемник (см. рис.). Написать уравнение реакции. Можно ли этим способом получить хлор и йод?

3. Получение йода. Взаимодействие раствора йодида калия с хлором.

Налить в пробирку 5 мл насыщенного раствора йодида калия. Пропустить через раствор ток хлора. Какое вещество при этом выделяется? Полученное вещество отфильтровать на гладком фильтре и высушить на воздухе.

Контрольные вопросы

Определить тип ОВР:

$MnO_{2(т)} + HCl_{(к)} =$, $KMnO_{4(р)} + HCl_{(к)} =$, $KMnO_{4(р)} + HCl_{(к)} + H_2SO_{4(р)} =$,

$K_2Cr_2O_{7(р)} + HCl_{(к)} =$, $K_2Cr_2O_{7(р)} + KCl_{(т)} + H_2SO_{4(k)} =$,

$Cl_2 + NaOH_{(р)}$ (0 °C) =, $Cl_2 + KOH_{(горячий\ р)} =$, $Cl_2 + KI_{(р)} =$,

$Cl_{2(изб)} + KI_{(р)} + H_2O =$, $MeBr_{(р)} + Cl_{2(г)} =$, $HBr_{(г)} + H_2SO_{4(k)} \leftrightarrow$,

$I_{2(т)} + HNO_{3(р)} =$, $I_{2(т)} + HNO_{3(к)} =$, $2Cu + I_2 =$, $Fe + I_2 =$, $Cr + I_2 =$.

3.4 Работа 4. Сера и ее соединения

Теоретическая часть

Аллотропные модификации серы представляют собой различные формы серы, которые отличаются по своей структуре и свойствам, но имеют одинаковый химический состав (S). Основные аллотропные модификации серы включают:

Ромбическая сера (α-сера): Это наиболее стабильная форма серы при комнатной температуре. Она имеет кристаллическую решетку и образует желтые кристаллы. Ромбическая сера используется в промышленности и в лабораториях.

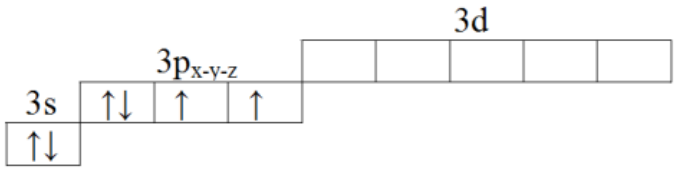
Моноклинная сера (β-сера): Эта форма серы стабильна при температуре выше 96 °C. Она имеет другую кристаллическую структуру и также образует желтые кристаллы, но отличается от ромбической серы по свойствам.

Сера в виде полимеров: При определенных условиях сера может образовывать полимерные структуры, такие как серные кольца (например, S8) или более сложные полимерные формы.

Аморфная сера: Это форма серы, которая не имеет четкой кристаллической структуры. Она может быть получена при быстром охлаждении расплавленной серы.

Каждая из этих модификаций имеет свои уникальные физические и химические свойства, что делает их полезными в различных областях, таких как химическая промышленность, медицина и материаловедение.

Электронная формула: $1s^2$ | $2s^2p^6$| $3s^23p^4$.



Сера образует множество природных соединений. Вот некоторые из них:

Сульфиды: Соединения серы с металлами, например, пирит (FeS_2), галенит (PbS), цинковый сульфид (ZnS).

Сульфаты: Соединения, содержащие сульфат-ион (SO_4^{2-}), такие как барит ($BaSO_4$) и гипс ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$).

Сульфиты: Соединения, содержащие сульфит-ион (SO_3^{2-}), например, натрий сульфит (Na_2SO_3).

Тиосульфаты: Соединения, содержащие тиосульфат-ион ($S_2O_3^{2-}$), такие как натрий тиосульфат ($Na_2S_2O_3$).

Органические соединения: Сера также входит в состав многих органических соединений, таких как аминокислоты (например, цистеин и метионин) и витамины (например, витамин B1).

Эти соединения играют важную роль в биохимических процессах и в промышленности.

H_2S проявляет сильные восстановительные свойства за счет сульфид-ионов и восстановительные свойства за счет ионов водорода.

sp^2-гибридизация орбиталей атома серы, образует молекулярную кристаллическую решетку.

Частично взаимодействует с водой, образуя слабую сернистую кислоту, которая не выделена в индивидуальном виде, диссоциирует обратимо по двум ступеням:

$H_2SO_3 \leftrightarrow H^+ + HSO_3^-$,

$K_1 = 1{,}7 \cdot 10^{-2}$,

$HSO_3^- \leftrightarrow H^+ + SO_3^{2}$,

$K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$.

Соответственно образует два ряда солей – сульфиты и гидросульфиты.

$SO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HSO_3^- + OH^-$.

Гидросульфиты склонны к кислой среде, а дигидросульфиты к щелочной:

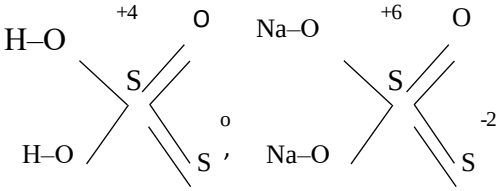
$HSO_3^- \leftrightarrow H^+ + SO_3^{2}$ ($K_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$, pH< 7),

$HSO_3^- + H_2O \leftrightarrow H_2SO_3 + OH^-$ (pH> 7),

$K_{h2} = K_w / K_c(H_2SO_3) = 1 \cdot 10^{-14}/1{,}7 \cdot 10^{-2} = 5{,}9 \cdot 10^{-13}$, $K_2 (HSO_3^-) > K_{h2} (HSO_3^-)$.

H_2SO_3S – тиосерная кислота

H_2SO_3S – тиосерная кислота, не устойчивая, хоть и сильная, разлагается уже при комнатной температуре. В молекуле тиосерной кислоты центральной частице серы приписывают степень окисления +4, а другой – 0, а в солях: +6 и -2 соответственно:



Тиосульфаты - восстановители. С более слабым окислителем, например, йодом образует тетратионат $Na_2S_2O_4$ – соль двухосновной тетратионовой кислоты $H_2S_2O_4$.

Сильная кислота и сильный окислитель- окисляет серебро до Ag^{3+}, при этом образуется серная кислота. Соли- пероксодисульфаты (персульфаты) - сильные окислители.

Экспериментальная часть

Изменение серы при нагревании. Наполнить пробирку наполовину кусочками серы и, держа ее в руке при помощи зажима, медленно нагреть в пламени горелки. Объяснить происходящие явления.

Пластическая сера — это форма серы, которая обладает пластичными свойствами и может быть легко формована. Она используется в различных областях, включая:

Производство резины: Пластическая сера используется в вулканизации резины, что улучшает ее прочность и устойчивость к износу.

Косметика: В некоторых косметических продуктах пластическая сера может использоваться для улучшения текстуры и стабильности формул.

Фармацевтика: Пластическая сера может быть использована в некоторых медицинских препаратах и мазях.

Керамика: В производстве керамических изделий пластическая сера может использоваться для улучшения свойств материалов.

Получение пластической серы

Пластическая сера получается путем плавления и последующего охлаждения элементарной серы. Процесс включает следующие этапы:

Плавление: Элементарная сера нагревается до температуры около 160-180 °C, где она переходит в жидкое состояние.

Охлаждение: Жидкая сера затем быстро охлаждается, что приводит к образованию пластической формы серы.

Формование: Пластическая сера может быть формована в различные изделия или использована в производственных процессах.

Этот процесс позволяет получить серу с уникальными свойствами, отличающимися от обычной кристаллической серы.

Взаимодействие серы с концентрированными растворами азотной и серной кислот

Положить в пробирку 0,2 г серы и налить 1 мл 60 %-ного раствора серной кислоты. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной оттянутой трубкой, к

которой поднести влажную лакмусовую бумажку, наблюдать за изменением ее окраски.

Тот же опыт проделать с азотной кислотой. Написать уравнения реакций.

Контрольные вопросы

Указать тип ОВР и определить окислитель и восстановитель:

$S_{(т)} + NaOH_{(р)} =$; $S_{(т)избыток} + NaOH_{(р)} =$; $S_{(т)} + H_2SO_{4(к)} =$;

$S_{(т)} + HNO_{3(р)} =$; $S_{(т)} + HNO_{3(к)} =$; $H_2S_{(р)} + H_2SO_{4(к)} =$;

$H_2S_{(г)} + HIO_{3(р)} =$; $H_2S_{(г)} + HNO_{2(р)} =$; $Me_2SO_3 =$ (600 °C, Me = ЩМ);

$NaHSO_{3(т)} =$ (t); $SO_{3(ж)} + HCl_{(г)} =$ (t); $Zn + H_2SO_{4(к)} =$;

$Mg + H_2SO_{4(к)} =$; $C_{(т)} + H_2SO_{4(к)} =$, $HBr_{(р)} + H_2SO_{4(к)} =$;

$HI_{(р)} + H_2SO_{4(к)} =$; $Na_2SO_{3(р)} + KMnO_{4(р)} + H_2SO_{4(р)} =$;

$Na_2SO_{3(р)} + Na_2Cr_2O_{7(р)} + H_2SO_{4(р)} =$.

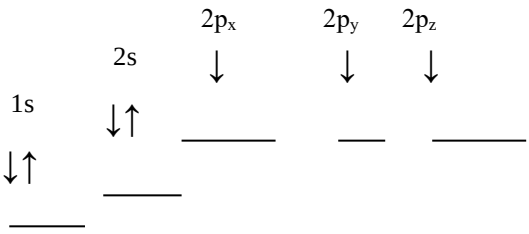
3.5 Работа 5. Азот и его соединения

Теоретическая часть

Азот (безжизненнй) – один из самых распространённых элементов на Земле, составляет в воздухе 75%, газ инертный, поэтому используют в синтезе аммиака в качестве инертной среды.

Азот – без вкуса, запаха и цвета газ, мало растворяется в воле.

Электронная формула атома азота- $1s^2 2s^2 2p^3$, валентные электроны и орбитали - $2s^2 2p^3$, электронно-графическая формула:



Азот может образовать максимально четыре связи и проявлять максимальную валентность IV.

Химический элемент азот по значению электроотрицательности находится после кислорода (F-O-N-Cl-Br). Не взаимодействует с водой, кислотами и щелочами, галогенами, углеродом, фосфором и серой.

Аммиак (NH_3) – бесцветный с характерным резким запахом газ. В водных растворах проявляет слабые основные свойства (основание Аррениуса: $NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$), является основанием Льюиса (донор электронной пары), является основанием Бренстеда-Лоури (акцептор протона).

Проявляет очень слабые кислотные свойства в реакциях с металлами, восстановительные свойства – за счет атомных частиц азота (N^{-3}) и окислительные свойства - за счет атомных частиц водорода (H^+).

10% водный раствор NH_3 называется нашатырным спиртом и используется в медицыне. Натрий, калий, барий и кальций растворяются в аммиаке, образуя растворы голубого цвета, их можно извлечь из раствора, испарив аммиак, а при длительном хранении образуются амиды металлов MNH_2. Образует межмолекулярную водородную связь и межмолекулярную водородную связь с молекулами воды.

N_2O – бесцветный (веселящий) газ со слабым запахом и сладковатым вкусом, хорошо растворим в воде, но не взаимодействует с ней-несолеобразующий оксид. Сильный окислитель, но также проявляет восстановительные свойства. В нем, как и в кислороде, вспыхивает тлеющая лучинка и ярко горит сера. Молекула линейная и малополярная: $N^{-3} \equiv N^{+5} \rightarrow O^{-2}$.

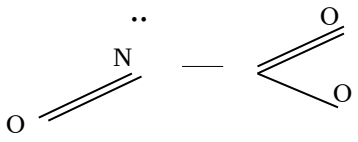
Обладает анестезирующим действием- при вдыхании газа вызывает судорожный смех, поэтому имеет название «веселящий газ». Применяют в смеси с кислородом в качестве "веселящего газа", как средство общего наркоза в медицине, а также для получения азидов:

$N_2O + NaNH_2 \rightarrow NaN_3 + H_2O$.

NO – бесцветный без запаха газ, несолеобразующий оксид, в воде малорастворим. Проявляет окислительные и восстановительные свойства.

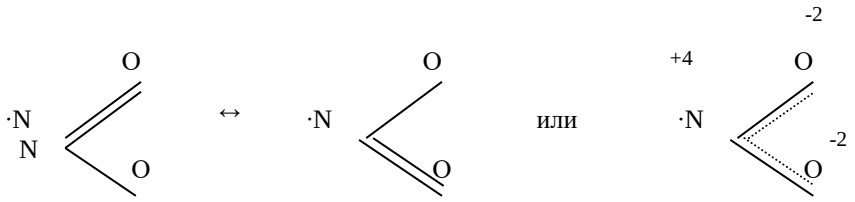
Молекула N = O полярна, на азоте остается один неспаренный электрон, за счет которого молекула димеризуется в N_2O_2.

N_2O_3 (н.у.) – жидкость темно-синего цвета, азотистый ангидрид, при стандартных условиях- бесцветный ядовитый газ, в твёрдом виде имеет синеватый цвет, устойчив при температуре ниже −4 С. За счет неподеленной электронной пары на азоте молекула несиметрична и полярна. Одна связь образована по донорно-акцепторному механизму:



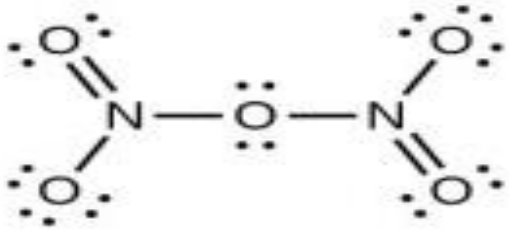
NO_2 – ядовитый бурого цвета газ, хорошо растворяется в воде. Является смешанным оксидом ($N_2O_3 \cdot N_2O_5$), поэтому с водой образует две кислоты HNO_2 и HNO_3.

Сильный окислитель, но также слабый восстановитель. Молекула имеет угловое строение за счет неспаренного электрона на азоте, поэтому она полярна.



Один неспаренный электрон остается на азоте, за счет которого молекула димеризуется при охлаждении ниже 22°С в бесцветную жидкость N_2O_4. В NO_2 азот проявляет степень окисления +4 и валентность III.

N_2O_5 – летучие бесцветные кристаллы, является кислотным оксидом.
В молекуле две ковалентные связи образованы по донорно-акцепторному механизму. Молекула симетрична и неполярна.



HNO_3 – сильная одноосновная кислота. При обычных условиях – бесцветная жидкость, дымящая на воздухе. На свету частично разлагается. Валентность азота в азотной кислоте равна IV, а степень окисления +5.

Водный раствор состава 68% HNO_3+32% H_2O образует азеотропную смесь с постоянной температурой кипения - при ее кипячении пар над раствором имеет такую же концентрацию. Поэтому при кипячении раствора максимальная концентрация HNO_3 составляет 68 %. Для увеличения концентрации раствора в него добавляют дегидратирующий агент - концентрированную серную кислоту именно в такой последовательности, а именно – серную в азотную. Плотность серной кислоты больше, поэтому она тонет в азотной кислоте и смешивается. В противном случае азотная кислота окажется наверху и на границе двух кислот происходит сильное разогревание, за счет реакции серной кислоты и воды.

Водные растворы HNO_3 с массовой долей 95-98% называют «дымящей азотной кислотой», а с массовой долей 60-70% - просто концентрированной.

Экспериментальная часть

1. Получение азота. Собрать прибор (рис.1). Насыпать в пробирку 1–2 г $NaNO_2$, прилить по каплям 2–3 мл $NH_4CI_{конц.}$ и осторожно нагреть. Собрать выделяющийся газ и проверить, поддерживает ли он горение и написать уравнение реакций получения азота.

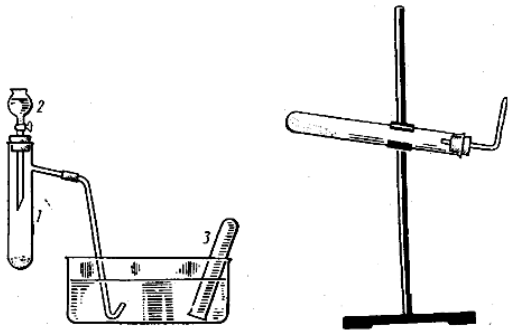


Рисунок.1. Установка для получения азота и аммиака

2. Качественная реакция на соли аммония.

Налить в пробирку 1 мл раствора аммиака и прилить 1 мл раствора щелочи. Поднести к пробирке влажную лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Контрольные вопросы

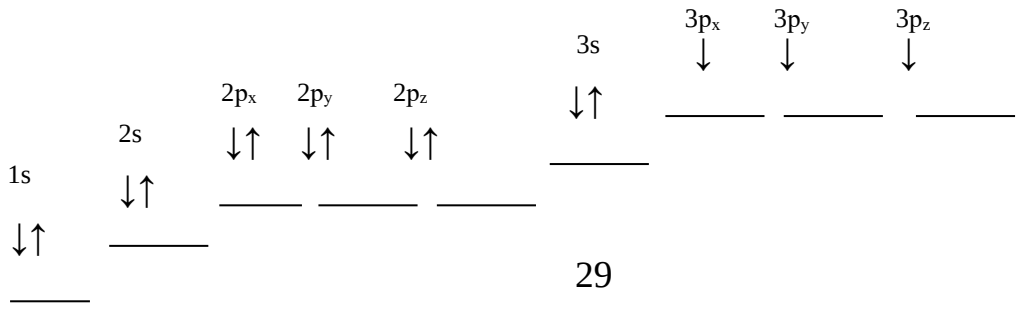
Составить уравнения реакций могушие подтвердить свойства азоа и аммиака.

3.6 Работа 6. Фосфор и его соединения

Теоретическая часть

Фосфор (с греч. – светоносный) существует в виде следующих аллотропных модификаций: белый фосфор, красный фосфори черный фосфор.

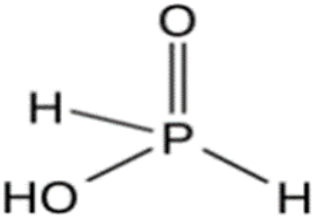
Фосфор является р-элементом **$1s^2$ | $2s^2p^6$|$3s^2p^3$|** и имеет пять валентных орбиталей на s- и р-подуровнях внешнего уровня. Фосфор имеет свободный 3d-подуровень, что увеличивает его валентные возможности до V за счет перехода одного s-электрона на d-подуровень при возбуждении атома:



Фосфин (IUPAC), фосфористый водород, фосфид водорода, гидрид фосфора (PH_3) - ядовитый бесцветный газ. Технический фосфин имеет резкий неприятный запах чеснока или гниющей рыбы, чистый фосфин не имеет запаха. Сильный востановитель, нестоек, малорастворим в воде, в водных растворах практически не проявляет основных свойств, т.к. с водой не взаимодействует, реакции с кислотами практически не протеает, так как соли фосфония полностью гидролизуется.

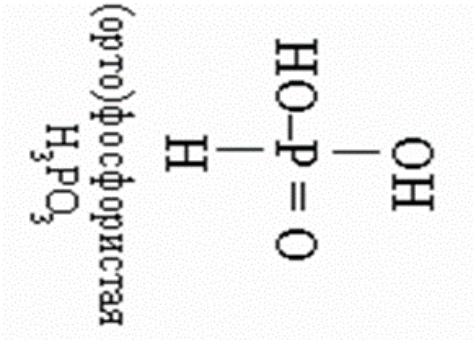
Молекула фосфина полярна, имеет форму тригональной пирамиды. Чистый и сухой фосфин не способен к самовоспламенению на воздухе и загорается только при температуре 100-150°. Однако фосфин всегда имеет примесь дифосфина P_2H_6, который на воздухе самовоспламеняется. Обнаружен в атмосфере Венеры.

$H[H_2PO_2]$- фосфорноватистая одноосновная кислота средней силы ($HO-PH_2=O$), бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, соли – гипофосфиты. $H[H_2PO_2]$ и ее соли – сильные восстановители.



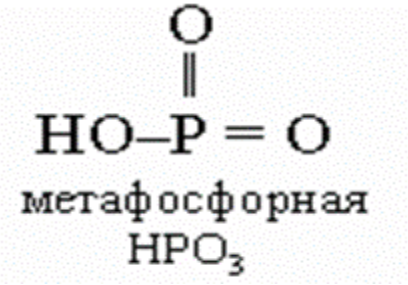
P_2O_3 - белая кристаллическая масса, кислотный оксид, сильный восстановитель, реагирует с водой.

$H_2(HPO_3)$ и фосфиты -сильные восстановители.



P_2O_5 - белое кристаллическое пущистое вещество, под воздействием белого света люминисцирует зеленоватым светом,имеет три модификации: аморфная, стеклообразная и кристаллическая, окислительные свойства проявляет очень слабо и только при высоких температурах.

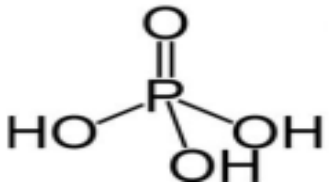
Метафосфорная кислота (HPO_3 или $(HPO_3)_n$)- одноосновная кислота, действительный состав её молекул выражается формулой $(HPO_3)_n$, n = 3,4,5 и т.д.



В чистом виде представляет собой стекловидную массу, легко растворимую в воде. В раствор она переходит в виде полимера, который имеет кольцевую структуру. Через некоторое время кольца расщепляются и образуются полифосфорные кислоты с цепным строением молекул. Она очень ядовита. Соли метафосфорной кислоты (метафосфаты) применяют для смягчения воды, для удаления накипи с паровых котлов.

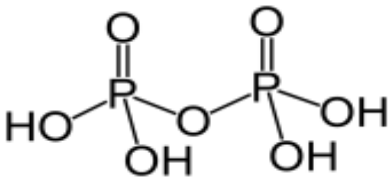
H_3PO_4 -бесцветные кристаллы, плавятся при 42,35°С, слабая кислота, по первой ступени диссоциации и очень слабая по второй и третьей ступеням соответственно:

1) $H_3PO_4 \leftrightarrow H_2PO_4^- + H^+$, 2) $H_2PO_4^- \leftrightarrow HPO_4^{2-} + H^+$, 3) $HPO_4^{2-} \leftrightarrow PO_4^{3-} + H^+$.



Образует три ряда солей: фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофос-фаты.

Пирофосфорная или дифосфорная кислота ($H_4P_2O_7$) –бесцветное кристаллическое вещество без запаха, растворим в воде, является сильной четырехосновной.



Экспериментальная часть

Свойства фосфора

1. Воспламеняемость фосфора

(под тягой!) Положить на край железной пластинки, помещенной на кольце штатива, немного сухого красного фосфора, а на другой конец – маленький кусочек белого фосфора. Нагреть пластинку ближе к тому краю, где находится красный фосфор. Что происходит? Написать уравнение реакции.

2. Получение ортофосфорной кислоты

В маленькую колбу положить 0,2 г красного фосфора и небольшими порциями прилить к нему 10–15 мл концентрированного раствора азотной кислоты (под тягой!). Поставить колбу на водяную баню и нагреть до окончания реакции. Перелить раствор в фарфоровую чашку и удалить выпариванием на водяной бане избыток азотной кислоты. Как убедиться в том, что остаток представляет собой ортофосфорную кислоту?

Контрольные вопросы

Написать уравнения химических реакций подтверждающие химические свойства фосфора и его соединений.

3.7 Работа 7. Углерод и кремний

Теоретическая часть

Углерод (C) и кремний (Si) — это элементы группы 14 периодической таблицы, и они имеют схожие химические свойства, но различаются по своим физическим характеристикам и структуре.

Углерод (C)

Строение: Углерод имеет атомный номер 6 и состоит из 6 протонов и 6 нейтронов в ядре. Внешняя электронная оболочка содержит 4 электрона, что позволяет углероду образовывать до 4 ковалентных связей с другими атомами.

Аллотропные модификации: Углерод существует в нескольких аллотропных формах, включая:

Алмаз: Твердая форма углерода, где каждый атом связан с четырьмя другими атомами в тетраэдрической структуре, что придает ему высокую прочность.

Графит: Слоистая структура, где атомы углерода образуют плоскости, связанные слабыми ван-дер-ваальсовыми силами, что позволяет слоям легко скользить друг относительно друга.

Фуллерены и графен: Более сложные структуры, которые также имеют уникальные свойства.

Кремний (Si)

Строение: Кремний имеет атомный номер 14 и состоит из 14 протонов и 14 нейтронов. Внешняя оболочка содержит 4 электрона, что также позволяет кремнию образовывать 4 ковалентные связи.

Структура: Кремний в основном существует в форме кристаллической решетки, где каждый атом кремния связан с четырьмя другими атомами, образуя тетраэдрическую структуру, аналогичную алмазу, но с меньшей прочностью.

Применение: Кремний широко используется в полупроводниковой промышленности, а также в производстве стекла и керамики.

Сравнение

Углерод более разнообразен в своих аллотропных формах и химических соединениях, в отличии от кремния.

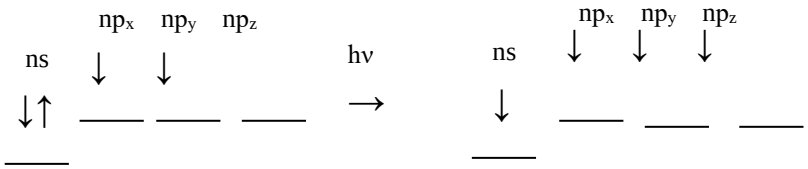
В возбужденном состоянии они имеют четыре валентных неспаренных электрона, за счет которых проявляют максимальную валентность IV и степень окисления +4.

Электронные формулы атомов в основном и возбужденном состояниях:

C: $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 1s^2 2s^1 2p^3$; Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$;

Ge:- $4s^2 4p^2 \rightarrow 4s^1 4p^3$; Sn: $5s^2 5p^2 \rightarrow 5s^1 5p^3$. Pb - $6s^2 6p^2$, $6s^1 6p^3$.

Электронно-графическая формула:



Углерод и кремний относятся к типичным неметаллам, германий, олово и свинец – амфотерные элементы с преобладанием металлических свойств.

Углерод имеет следующие аллотропные модификации:

Графит- вещество с атомной кристаллической решеткой, имеет слоистую структуру, характерна sp^2–гибридизация валентных орбиталей, проводник, $t_{пл}$ =3750 ºС, на воздухе сгорает при 750°С.

Алмаз- вещество с атомной кристаллической решеткой кубической формы, характерна sp^3– гибридизация валентных орбиталей, имеет самую высокую твердость среди минералов, на воздухе сгорает при 850–1000°С, $мt_{пл}$ =3700–4000ºС, при 1800–2000 °С без доступа воздуха алмаз переходит в графит.

Карбин. Химический карбин - это углеродное соединение, состоящее из углерода и водорода, которое имеет линейную структуру. Он представляет собой аллотроп углерода, где атомы углерода связаны в длинные цепочки. Карбин может существовать в различных формах, включая:

Синтетический карбин: Получается в лабораторных условиях и используется в исследованиях.

Натуральный карбин: Может встречаться в природе, хотя и в меньших количествах.

Карбин интересен для химиков из-за своих уникальных свойств, таких как высокая прочность на сжатие и возможность образования различных

соединений. Он также может быть использован в качестве промежуточного продукта в синтезе более сложных органических молекул.

Фуллерен. Химический фуллерен - это молекула углерода, состоящая из 60 или более атомов углерода, которые образуют структуру, напоминающую футбольный мяч или геодезический купол. Фуллерены могут иметь различные формы, но наиболее известным является С60, который имеет форму сферы. Фуллерены обладают уникальными физическими и химическими свойствами, такими как:

Структурная стабильность: Они имеют высокую устойчивость к химическим реакциям.

Полупроводниковые свойства: Фуллерены могут использоваться в электронике и фотонике.

Антиоксидантные свойства: Некоторые фуллерены могут действовать как антиоксиданты, что делает их интересными для медицинских исследований.

Фуллерены были открыты в 1985 году и с тех пор стали объектом интенсивных исследований в области материаловедения, медицины и нанотехнологий.

Нанотрубки. Нанотрубки- имеют молекулярную кристаллическую решетку и протяженные структуры, состоящие из свернутых в однослойную или многослойную трубку графитовых слоев, обладают металлической проводимостью и сверхпроводимостью или являются полупроводниками.

В природе углерод встречается в виде следующих соединений: $MgCO_3$ – магнезит, $CaCO_3$ – кальцит (мел, мрамор, известняк), $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ – доломит.

Кремний-темно-серое вещество с атомной кристаллической решеткой, твердый, но хрупкий материал с металлическим блеском, полупроводник. Различают две основные аллотропные модификации кремния – аморфную (бурый порошок, гигроскопичен, алмазоподобная структура, реакционноспособен) и кристаллическую **(**тёмно-серое хрупкое вещество с металлическим блеском и большой твёрдостью, полупроводник), также выделяют поликристаллический и монокристаллический кремний.

Окисляется галогенами. Кислоты, кроме фтороводородной, на него не действуют и таким образом, проявляет амфотерность. Внешняя электронная структура в основном и возбужденном состояниях аналогична атому углерода.

Но у кремния появляется 3d- подуровень с пятью свободными орбиталями, что увеличивает его валентные возможности за счет донорно-акцепторного взаимодействия. Второй после кислорода элемент по распространенности в земной коре. В чистом виде в природе практически отсутствует, как полупроводник используется для производства микросхем. В природе встречается в виде: SiO_2 (кварц, кремнезем, гранит, песчаник, песок, глина), SiO_2 с примесью Fe^{3+} - цитрин, с примесью Fe^{2+} и Fe^{3+} - аметист.

Кремний с водородом -SiH_4, также известный как силисан (или силикон), представляет собой химическое соединение, состоящее из кремния и водорода. Его общая формула — SinH(2n+2), где n — количество атомов кремния в молекуле. Силисаны являются аналогами алканов, но вместо углерода содержат кремний.

Свойства силисанов:

Физические свойства:

Обычно это бесцветные или желтоватые газы или жидкости. Они имеют низкую температуру кипения по сравнению с углеводородами аналогичной структуры.

Химические свойства:

Силисаны могут реагировать с кислородом, образуя диоксид кремния (SiO_2) и воду: $SiH_4+O_2= SiO_2 + 2H_2O$

Они могут также реагировать с другими химическими веществами, такими как галогены, образуя соответствующие силиконовые соединения.

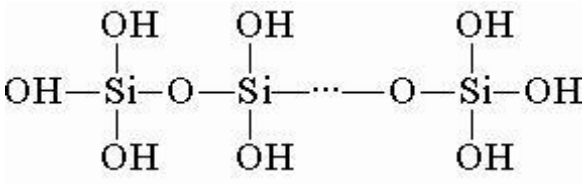
Применение:

Используются в производстве силиконов, которые находят применение в различных отраслях, включая косметику, медицину, строительство и электронику.

Служат промежуточными продуктами в химической промышленности.

Силисаны играют важную роль в органической и неорганической химии, а также в материаловедении.

Кремниевые кислоты - очень слабые электролиты, малорастворимые в воде соединения с общей формулой $nSiO_2 \cdot mH_2O$ – образует коллоидный раствор в воде. Метакремниевая H_2SiO_3 существует в растворе в виде полимера:



Экспериментальная часть

Соли угольной кислоты

К растворам сульфатов алюминия, меди (II), железа (III), цинка и магния прилить раствор карбоната натрия до образования осадка. Определить природу осадка и написать уравнения реакций.

Полученные осадки отфильтровать и испытать их отношение к кислотам ищелочам.

Получение нерастворимых силикатов. Прилить к раствору силиката натрия в отдельных пробирках растворы солей кальция, железа (II) и кобальта. Что происходит? Написать уравнения реакций.

Получение «неорганического сада». Для этого прилить в стакан 30–50 мл раствора жидкого стекла и опустить в раствор кристаллы солей кобальта, железа (II), алюминия, никеля и кальция. Что наблюдается?

Гидролиз стекла. Нагреть часть стеклянной трубки до размягчения и быстро опустить конец в стакан с водой. Операцию повторить несколько раз. Слить воду, перенести мелкие осколки стекла в фарфоровую ступку и растереть их в порошок. Прилить 2–3 капли раствора фенолфталеина. Объяснить появление окраски.

Контрольные вопросы

Составить химические уравнения рекций углерода при взаимодествии соксидом алюминия, азотной кислотой различных концентраций, и с серной косл отой.

3.8 Работа 8. Бор и его соединения

Теоретическая часть

Бор - вещество с атомной кристаллической решеткой, неметалл. Первыми бор получили французы Гей-Люссак и Тенар в 1808 году.

В природе элементарный бор встречается только в соединениях с кислородом, в виде боратов и боросиликатов (бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ и кернит $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$). Бор является инертным (при н. у.) неметаллом с атомной кристаллической решеткой, образует ряд аллотропных модификаций. На внешнем электронном слое бора находятся три валентных электрона- одна электронная пара на s-подуровне и один неспаренный электрон на p-подуровне, в возбужденном состоянии проявляет валентность III и степень окисления +3 или -3. При комнатной температуре бор вступает в реакцию только с фтором.

Бор применяют в изготовлении полупроводников (бор - полупроводник p-типа с дырочной проводимостью), огнеупорных, кислотостойких материалов (силициды бора устойчивы к действию воды, щелочей, кислот, высокой температуры), жаропрочной, механически и коррозионноустойчивой стали, деталей реактивных двигателей, газовых турбин, работающих в тяжелых условиях высоких температур, замедлителей быстрых нейтронов и для биологической защиты.

Бор и борная кислота имеют множество применений в различных областях:

Промышленность: Бор используется для улучшения прочности и термостойкости стекла и керамики.

Косметика: Борная кислота применяется в производстве косметических средств, таких как пудры и антисептики.

Сельское хозяйство: Бор является важным микроэлементом для растений и используется в удобрениях для улучшения роста и урожайности.

Медицина: Борная кислота обладает антисептическими свойствами и используется в медицинских растворах для обработки ран и глаз.

Химическая промышленность:

Катализаторы: Бор и его соединения используются в качестве катализаторов в различных химических реакциях.

Электроника:

Полупроводники: Бор используется в производстве полупроводников и в качестве легирующего элемента в кремнии.

Борная кислота (H_3BO_3) — это слабая кислота, состоящая из борной кислоты и воды. Она представляет собой бесцветные кристаллы или белый порошок, который хорошо растворим в воде. Имеет слабый антисептический эффект.

Применение борной кислоты:

Медицинское: Используется как антисептик для обработки ран и глаз.

Промышленность: Применяется в производстве стекла, керамики и эмалей.

Сельское хозяйство: Используется как удобрение для некоторых культур, особенно для растений, требующих бора.

Химическая промышленность: Используется в качестве реактива в различных химических реакциях.

Эти применения делают бор и борную кислоту важными веществами в различных отраслях.

Экспериментальная часть

Для подтверждения химических свойств бора и борной кислоты можно провести несколько опытов.

1. *Сгорание бора в кислороде:*

Нагрейте бор в кислороде (или воздухе) и наблюдайте за образованием белого дыма борного оксида (B2O3). Подтвердить образование борного оксида.

2. *Реакции с кислотами:*

Добавьте порошок бора в разбавленную соляную кислоту. Наблюдайте за образованием газа (водорода) и образованием борной кислоты. Подтвердите реакции бора с кислотами.

Опыты с борной кислотой:

1. *Растворимость в воде:*

Добавьте борную кислоту в воду и наблюдайте, как она растворяется, образуя кислую среду. Подтвердите химическими реакциями

2. *Реакция с натрием:*

Добавьте борную кислоту к натрию и наблюдайте за образованием натриевой соли и выделением водорода. Подтвердить образование натриевой соли борной кислоты.

Контрольные вопросы.

Составить уравнения реакций подтверждающие химические свойства бора, а именно взаимодействие бора с кислотами различных концентраций и щелочами.

3.9 Работа 9. Бериллий, магний, кальций, стронций и барий

Теоретическая часть

Бериллий – светло-серый, легкий, хрупкий амфотерный металл. На воздухе покрывается оксидной пленкой, сильный восстановитель. Поэтому он реагирует почти со всеми неметаллами. Открыт в 1798 году благодаря работам французского химика Луи Никола Воклена. Бериллия в чистом виде в 1828 году получил Антуан Бюсси и независимо от него - немецкий химик Фридрих Велер и Поль Лебо в 1898 году электролизом расплавленных солей. Металлический бериллий обладает следующими свойствами: Серебристо-

серый. Высокая плотность (примерно 1.85 г/см³). Очень твердый металл, по шкале Мооса имеет твердость 5.5. Температура плавления: Около 1287 °C. Температура кипения: Около 2469 °C.

Металлический бериллий — это химический элемент с символом Be и атомным номером 4. Он относится к группе щелочноземельных металлов и обладает рядом уникальных свойств:

Хороший проводник тепла и электричества, хотя и не так хорошо, как медь или алюминий. Используется в производстве легких сплавов, особенно в аэрокосмической и автомобильной промышленности.

Применяется в ядерной энергетике, так как бериллий является хорошим нейтронным отражателем. Используется в производстве различных инструментов и компонентов, требующих высокой прочности и легкости.

Бериллий в природе встречается в виде минералов, таких как берилл и бераилит. Он извлекается из этих минералов с помощью различных химических процессов, включая плавление и экстракцию с использованием кислот.

1. Химические свойства:

Реакция с кислородом: Бериллий образует оксид бериллия (BeO) при нагревании на воздухе: $2Be+O_2=2BeO$

Реакция с кислотами: Реагирует с разбавленными кислотами, образуя соли бериллия и водород: $Be+2HCI=BeCI_2+H_2\uparrow$

Сложные соединения: Способен образовывать различные сложные соединения, включая бериллиевые соли-берилаты:

$BeO+Na_2O=Na_2BeO_2$

$BeO+K_2O=K_2BeO_2$

$BeO+Li_2O=Li_2BeO_2$

$BeO+Cs_2O=Cs_2BeO_2$

$BeO+CaO=CaBeO_2$

$BeO+BaO=BaBeO_2$

2. *Электрические и тепловые свойства:*

Проводимость: Хороший проводник электричества и тепла.

Низкая теплопроводность: В отличие от других металлов, бериллий имеет низкую теплопроводность.

3. *Применение:*

Используется в производстве легких сплавов, в ядерной энергетике, а также в электронике и аэрокосмической промышленности.

Бериллий также известен своей токсичностью, поэтому с ним следует обращаться с осторожностью.

Оксид бериллия – белый, тугоплавкий, термически устойчивый амфотерный оксид. Гидроксид бериллия выпадает в виде белого осадка из щелочных растворов, проявляет амфотерные свойства.

Магний содержат широко распространенные силикаты оливин $(Mg,Fe)_2[SiO_4]$ и серпентин $Mg_6(OH)_8[Si_4O_{10}]$, минералы – асбест, магнезит, доломит $MgCO_3•CaCO_3$, бишофит $MgCl_2•6H_2O$, карналлит $KCl•MgCl_2•6H_2O$, эпсомит $MgSO_4•7H_2O$, каинит $KCl•MgSO_4•3H_2O$, астраханит $Na_2SO_4•MgSO_4•4H_2O$, белая магнезия $3MgCO_3*Mg(OH)_2*3H_2O$ и др.

Взаимодействует только с кипящей водой, активно реагирует с разбавленными кислотами с образованием солей.

Оксид магния (MgO) и гидроксид магния ($Mg(OH)_2$) — это два важнейших соединения магния, которые имеют различные свойства и применения.

Оксид магния – это белый порошок, который является неорганическим соединением. Он нерастворим в воде и обладает высокой температурой плавления.

Оксид магния образуется при сжигании магния в кислороде:

$Mg + O_2 = MgO$

Гидроксид магния ($Mg(OH)_2$)

Гидроксид магния - это белый осадок, который также известен как молоко магнезии. Он малорастворим в воде и используется в медицине как антацид.

Гидроксид магния образуется при реакции: $MgO+H_2O=Mg(OH)_2$

Также он может образовываться при взаимодействии солей магния с щелочами, например, с гидроксидом натрия:

$$NaOH + MgCI_2 = Mg(OH)_2 + 2NaCI$$

На практике к щелочноземельным металлам (ЩЗМ) относят только кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня ЩЗМ: ns^2. Следовательно, типичная степень окисления в соединениях +2. Все ЩЗМ – вещества серого цвета и гораздо более твердые, чем щелочные металлы. ЩЗМ хранят под слоем керосина. Как правило, ЩЗМ в природе присутствуют в виде минеральных солей: хлоридов, бромидов, йодидов, карбонатов, нитратов и др. ЩЗМ – сильные восстановители, поэтому они реагируют почти со всеми неметаллами.

Экспериментальная часть

Получение и свойства гидроксида бериллия. К 4–5 мл 2 %-ного раствора сульфата бериллия прилить по каплям. 10 %-ный раствор аммиака до полного выпадения осадка. Испытать отношение гидроксида бериллия к 10 %-ным растворам щелочей и кислот. Прокипятить полученный щелочной раствор гидроксида бериллия. Что при этом выпадает в осадок? Почему при охлаждении осадок не исчезает?

Написать уравнения реакций и объяснить происходящие процессы.

Получение и свойства гидроксида магния. Получить в пробирке гидроксид магния действием раствора щелочи на раствор какой-либо соли магния. Разлить содержимое пробирки на три части и испытать отношение гидроксида магния к 10 %-ным растворам кислот, щелочи и хлорида аммония. Написать уравнения реакций.

Контрольные вопросы

Написать уравнения химических реакций протекание магния, стронция, кальция по отдельности и с сильными кислотакми различных концентраций и с щелочами.

$CaO + H_2O =$ $SrO + H_2O =$ $MgO + H_2O =$

$CaO + PвO =$ $SrO + PвO =$ $MgO + PвO =$

$CaO+SnO=$	$SrO+SnO=$	$MgO+SnO=$
$CaO+HCI=$	$SrO+HCI=$	$MgO+HCI=$
$CaO+BeO=$	$SrO+BeO=$	$MgO+BeO=$
$CaO+H_2SO_4=$	$SrO+H_2SO_4=$	$MgO+H_2SO_4=$

3.10 Работа 10. Цинк и кадмий

Теоретическая часть

Элементы подгруппы цинка относятся к переходным d-элементам. Увеличение электроотрицательности в подгруппе приводит к ослаблению основных и восстановительных свойств, т.е. к возрастанию неметалличности элемента, о чем свидетельствуют значения стандартных потенциалов. Цинк – химически активный металл, обладает выраженными восстановительными свойствами, по активности уступает щелочно-земельным металлам, проявляет амфотерные свойства. Ртуть – единственный металл, находящийся при комнатной температуре в жидком состоянии.

Валентными являются (n-1) d^{10}, ns^2 –электроны и np –орбитали в возбужденном состоянии. У этих элементов предвнешний $(n-1)d^{10}$ – подуровень завершен, поэтому они завершают d-элементы в каждом большом периоде и образуют очень усточивые ns^2 и $(n-1)d^{10}$ структуры. Именно поэтому они проявляют слабую реакционную способность и слабые металлические свойства. За счет ns^2 –электронов в основном состоянии и ns^1 и np^1 – электронов в возбужденном состоянии они проявляют постоянную валентность II и степень окисления +2. Из-за очень устойчивой завершенной структуры (n-1)d-подуровня, d-электроны не участвуют в образовании химической связи. Только ртуть в некоторых соединениях проявляет степень окисления +1 (Hg_2^{2+} или $2Hg^+$). Такие соединения ртути (+1), например Hg_2Cl_2, являются димерами. В этих молекулах атомы ртути связаны между собой.

В подгруппе закономерно увеличиваются атомные и ионные радиусы, химическая активность уменьшается, самый активный металл в этой группе – цинк. В ряду восстановительной активности металлов он стоит между металлами активными и средними. Их относят к тяжелым металлам, как и многие d-элементы являются комплексообразователями. Как и алюминий, цинк и кадмий образуют прочные оксидные пленки. Поэтому эти металлы используют в качестве защитных противокоррозионных покрытий.

Природные минералы: ZnS-цинковая обманка, ZnO-цинкит, $ZnCO_3$-симсонит, цинковый шпат, галмей, $ZnO{\cdot}SiO_2{\cdot}H_2O$-гемиморфит, Hg_2Cl_2-каломель, HgS – киноварь, CdS – гринокит. Ртуть является редким элементом и встречается в самородном состоянии. Для ликвидации пролитой ртути можно применять серу и хлорное железо:

$Hg + S = HgS$, $2Hg + 2FeCl_3 = Hg_2Cl_2 + 2FeCl_2$.

Экспериментальная часть

Свойства металлического цинка и кадмия.

1. В две пробирки набрать по 1 мл воды, внести по одному кусочку металла и нагреть. Что наблюдается? Взаимодействуют ли эти металлы с водой? Написать уравнение реакции.

2. В две пробирки внести по одному кусочку металла и прилить по 1 мл разбавленной серной кислоты. Что наблюдается? Взаимодействуют ли эти металлы с серной кислотой? Написать уравнения реакций.

3. Те же опыты повторить с раствором концентрированной серной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Контрольные вопросы

Написать уравнения химических реакций цинка и кадмия по отдельности с сильными кислотакми различных концентраций и с щелочами.

3.11 Работа 11. Олово и свинец

Теоретическая часть

Олово-серебристо-белый мягкий металл, проявляет амфотерные свойства, металлические свойства выражены сильнее, чем неметаллические. Олово имеет две аллотропные модификации: белое олово и серое олово.

Внешняя электронная структура в основном и возбужденном состоянии аналогична углероду: $5s^2 5p^2 \rightarrow 5s^1 5p^3$. Но у олова орбитали на 5d- и 4f-подуровнях свободны, что увеличивает его валентные возможности за счет донорно-акцепторного взаимодействия, именно поэтому олово комплексообразователь. Проявляемые валентности и степени окисления: II и IV, +2 и +4 соответственно. Соединения олова +2 – сильные восстановители, а +4 – сильные окислители. На поверхности металла образуется очень прочная оксидная пленка на основе SnO_2. Олово с водой практически не реагирует.

Свинец – голубовато-белый мягкий металл, но обычно имеет грязно-серый цвет, так как быстро покрывается тускло-серой защитной пленкой оксида, PbO_2. Проявляет амфотерные свойства, металлические свойства превалируют. Растворимые соли свинца ядовиты. Свинец – легкоплавкий металл (327,5°), летуч при 700°, имеет плотность 11,34 г/см^3. Является малоактивным металлом, в электрохимическом ряду напряжений он стоит непосредственно перед водородом, поэтому свинец легко вытесняется другими металлами из растворов его солей. С водой не взаимодействует, в разбавленных соляной и серной кислотах практически не растворяется, из-за образования на поверхности металла нерастворимой пленки хлорида или сульфата свинца.

Внешняя электронная структура в основном и возбужденном состоянии: $6s^2 6p^2 \rightarrow 6s^1 6p^3$. Проявляемые валентности и степени окисления: II (+2), IV (+4). Соединения свнца +2 – сильные восстановители, а +4 – сильные окислители.

Экспериментальная часть

Свойства олова. Написать уравнения реакций, происходящих при взаимодействии олова с разбавленными и концентрированными расторами кислот: азотной, серной, соляной и уксусной.

Растворяется ли олово в растворах щелочей?

Получение олова восстановлением цинка. В раствор хлорида олова опустить пластинку металлического цинка. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Получение свинца вытеснением цинка. Налить в пробирку 1 мл раствора ацетата свинца и опустить в него пластинку цинка. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Контрольные вопросы

Написать уравнеия подтверждающие химические свойства олова и свинца, их оксидов и солей.

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Лань, 2021. – 744 с.
2. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / М. Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Ленанд, 2018. – 600 с.
3. Глинка, Н. Л. Общая химия: учебник для вузов / Н.Л. Глинка. – С-Пб.: Химия, 2003. – 728 с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: ИЦ «Академия», 2013. – 496 с. 12
5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2005. – 240 с.
6. Лабораторный практикум по химии: учебное пособие / под ред. В.И. Спицына. – М.: МГУ, 1976. – 298 с.
7. Бабич Л.В., Балезин С.А. и др. Практикум по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1973. – 368 с.

Дополнительная

1. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Учебное пособие: Изд-во КБГУ. – Нальчик. – 2017. 150с.
2. Байсангурова А.А., Сириева Я.Н./Основы общей химии/ Учебно-практическое пособие для студентов всех форм обучения / Грозный, 2015.
3. Байсангурова А.А., Сириева Я.Н./ Руководство к лабораторным занятиям по общей химии /Грозный, 2012.
4. Даудова А.Л., Байсангурова А.А./Периодический закон и периодическая система элементов в свете учения о строении атомов. /Методические указания по "Общей и неорганической химии" для студентов дневной и заочной форм обучения / Грозный, 2006.
5. Классификация химических реакций и основные закономерности их протекания. /Геиева Л.А., Байсангурова А.А./Методическая разработка для слушателей факультета довузовской подготовки / Грозный, 2006.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО КУРСУ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 Химия

Подписано в печать 30.04.2025 г. Формат 60х84/16
Бумага офисная. Печать-ризография.
Уч.-изд. л. 1,5. Тираж 300 экз.

Издательство Чеченского государственного университета им. А.А. Кадырова
Адрес: 364037 ЧР, г. Грозный, ул. Субры Кишиевой, 33