

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**Методические указания для практических занятий по дисциплине
Химия**

Направление подготовки 06.03.01 Биология

Направленность (профиль) Генетика, селекция и биоинформатика

Введение	9
Техника безопасности в лаборатории неорганического синтеза	11
Определение физических констант неорганических веществ	14
Определение температуры плавления веществ	14
Определение температуры кипения веществ	16
Определение относительной плотности жидкости ареометром	17
Разделение и очистка неорганических веществ	18
Кристаллизация хлорида натрия (NaCl)	19
Перекристаллизация борной кислоты (H_3BO_3)	20
Перекристаллизация нитрата калия (KNO_3)	20
Химическая очистка и перекристаллизация хлорида калия (KCl)	21
Очистка дихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)	22
Перекристаллизация тетрабората натрия (буры) ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)	22
Очистка пентагидрата сульфата меди (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)	23
Очистка нитрата бария выпариванием растворителя ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$)	24
Очистка йода методом возгонки (сублимации)	24
План оформления синтеза неорганического вещества	26
Синтез простых веществ	
Получение неметаллов	29
Кремний (Si)	29
Получение металлов	30
Хром (Cr)	30
Железо (Fe)	30
Медь (Cu), 1-й способ	31
Медь (Cu), 2-й способ	31

Синтез оксидов

Получение оксидов металлов I группы периодической системы	32
Оксид меди (I) (Cu_2O)	32
Оксид меди (II) (CuO)	33
Получение оксидов металлов II группы периодической системы	33
Оксид магния (MgO)	33
Оксид кальция (CaO)	34
Оксид стронция (SrO)	34
Оксид бария (BaO)	35
Оксид цинка (ZnO)	35
Оксид кадмия (CdO)	36
Получение оксидов металлов IV группы периодической системы	37
Оксид олова (II) (SnO)	37
Оксид олова (IV) (SnO_2)	38
Оксид свинца (II) (PbO)	38
Оксид свинца (IV) (PbO_2)	39
Получение оксидов металлов VI группы периодической системы	40
Оксид хрома (VI) (CrO_3)	40
Получение оксидов металлов VIII группы периодической системы	40
Оксид кобальта (II, III) (Co_3O_4).	40
Оксид никеля (II) (NiO)	41

СИНТЕЗ ОСНОВАНИЙ

Получение гидроксидов металлов I группы периодической системы	42
--	-----------

Гидроксид меди (II) ($\text{Cu}(\text{OH})_2$), 1-й способ	42
Гидроксид меди (II) ($\text{Cu}(\text{OH})_2$), 2-й способ	43
Получение гидроксидов металлов II группы периодической системы	44
Гидроксид магния ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)	44
Гидроксид кальция ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), 1-й способ	44
Гидроксид кальция ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), 2-й способ	45
Гидроксид стронция ($\text{Sr}(\text{OH})_2$)	45
Гидроксид бария ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)	46
Гидроксид цинка ($\text{Zn}(\text{OH})_2$)	47
Гидроксид кадмия ($\text{Cd}(\text{OH})_2$)	48
Получение гидроксидов металлов III группы периодической системы	48
Гидроксид алюминия (гипс) ($\text{Al}(\text{OH})_3$)	48
Получение гидроксидов металлов IV группой периодической системы	49
Гидроксид свинца (II) ($\text{Pb}(\text{OH})_2$)	49
Получение гидроксидов металлов VIII группы периодической системы	50
Гидроксид железа (III) ($\text{Fe}(\text{OH})_3$)	50
Гидроксид кобальта (II) ($\text{Co}(\text{OH})_2$) (синяя модификация)	50
Гидроксид кобальта (II) ($\text{Co}(\text{OH})_2$) (розовая модификация)	51
Гидроксид никеля (II) ($\text{Ni}(\text{OH})_2$)	52
СИНТЕЗ КИСЛОТ	
Ортоборная кислота (H_3BO_3)	53
Метакремниевая кислота (H_2SiO_3)	54
Кремнемолибденовая кислота ($\text{H}_4\text{SiMo}_{12}\text{O}_{40}$)	54

β-оловянная кислота ($\text{SnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)	55
Молибденовая кислота (H_2MoO_4)	56
Метамарганцеватистая кислота (H_2MnO_3)	57
Бромоводородная кислота (HBr).	57
Йодноватая кислота (HIO_3), 1-й способ.	59
Йодноватая кислота (HIO_3), 2-й способ.	60

СИНТЕЗ СОЛЕЙ

Получение солей металлов I группы периодической системы	62
Карбонат лития (Li_2CO_3).	62
Тетрагидрат пербората натрия ($\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$).	63
Гидрокарбонат натрия (NaHCO_3).	63
Кристаллогидраты ортофосфата натрия (Na_3PO_4 , $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$).	64
Моногидрат оксалата калия ($\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$).	65
Станнат калия (K_2SnO_3).	66
Манганат калия (K_2MnO_4).	66
Бромат калия (KBrO_3).	67
Йодид калия (KI).	67
Трийодид калия (KI_3).	68
Йодид меди (II) (CuI)	69
Гидроксокарбонат меди (II) ($(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$).	69
Получение солей металлов II группы периодической системы	70
Нитрат кальция ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$), тетрагидрат нитрата кальция ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$)	70
Гексагидрат хлорида стронция ($\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).	71
Нитрат бария ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$).	71

Карбонат бария (BaCO_3).	72
Хромат бария (BaCrO_4), 1-й способ.	72
Хромат бария (BaCrO_4), 2-й способ.	73
Тетрагидрат ортофосфата цинка ($\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$)	74
Получение солей металлов III группы периодической системы	74
Октагидрат сульфата алюминия ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$).	74
Получение солей металлов IV группы периодической системы	75
Сульфид свинца (II) (PbS).	75
Получение солей элементов V группы периодической системы .	76
Дигидроортофосфат аммония ($\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$).	76
Хромат аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$).	76
Дихромат аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).	77
Сульфат висмута (III) ($\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$).	78
Ортофосфат висмута (III) (BiPO_4).	78
Получение солей металлов VIII группы периодической системы	79
Карбонат кобальта (II) (CoCO_3).	79
Гексагидрат сульфата кобальта (II) ($\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).	79
Карбонат никеля (II) (NiCO_3).	80
Гидроксокарбонат никеля (II) ($(\text{NiOH})_2\text{CO}_3$).	80
Получение двойных солей.	81
Карбонат калия-натрия (KNaCO_3)	81
Хлорид калия-кадмия (KCdCl_3).	81
Сульфат никеля-аммония ($\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)	82
Сульфат цинка-аммония ($\text{ZnSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$).	82
Додекагидрат сульфата алюминия-аммония ($\text{AlNH}_4(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$).	83

СИНТЕЗ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Получение комплексных соединений металлов I группы периодической системы	84
Сульфат тетрааммин меди (II) ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$).	84
Получение комплексных соединений металлов IV группы периодической системы	85
Гексагидроксоплюмбат (IV) калия ($\text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$).	85
Получение комплексных соединений металлов VIII группы периодической системы	86
Гексацианоферрат (II) водорода $\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (железистосинеродистая кислота)	86
Гексабензоат железа (III) ($\text{Fe}[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_6(\text{OH})_3$)	86
Гексанитрокобальтат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	87
Сульфат гексаамминкобальта (II) ($[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$)	88
Хлорид хлоропентаамминкобальта (III) ($[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$) (пурпуреосоль).	88
Хлорид гексамминкобальта (III) ($[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$).	89
Хлорид гексаамминникеля (II) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.	90
Хлорид дигидразинникеля ($[\text{Ni}(\text{N}_2\text{H}_4)_2]\text{Cl}_2$).	91
Бромид гексаамминникеля (II) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_2$	91
Список рекомендуемой литературы.	93
Приложения	
Приложение 1. Качественные реакции катионов	97
Приложение 2. Качественные реакции анионов.	100
Приложение 3. Окрашивание пламени ионами металлов	103
Приложение 4. Основные способы выражения состава раствора.	104
Приложение 5. Расчет количества и концентрации исходных веществ .	108
Приложение 6. Расчет практического выхода продукта.	110

Введение

Практикум по дисциплине «Неорганический синтез» предназначен для студентов химических профилей, обучающихся по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование». Структура соответствует логике изучения дисциплины и условно разделена на четыре блока:

1) правила по технике безопасности в лаборатории неорганического синтеза, включающие общие правила работы в лаборатории и с химическими реактивами;

2) методики определения некоторых физических констант (температуры плавления, кипения и плотности), владение которыми необходимо для идентификации полученных веществ;

3) методики разделения и очистки неорганических веществ, которые часто являются одной из стадий синтеза заданного вещества;

4) собственно методики синтеза простых и сложных неорганических веществ разных классов: металлов, неметаллов, оксидов, оснований, кислот, солей и комплексных соединений.

Все методики синтеза имеют четкую структуру: в начале темы синтеза определенного класса веществ перечислено необходимое оборудование, а в каждой методике синтеза конкретного соединения указаны реактивы, ход работы (собственно методика), уравнение(я) реакции(й), при необходимости даны пояснения к опыту и техника безопасности. Синтезы представлены в порядке расположения входящих в их состав элементов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева (от первой к восьмой группе).

Выполнение экспериментальных работ неорганического синтеза предполагает наличие таких личностных качеств, как: внимательность, аккуратность, наблюдательность, самостоятельность и самоконтроль, а также овладение практическими умениями и навыками: организационными (планирование эксперимента, чистота рабочего места); техническими (работа с реактивами и оборудованием, соблюдение техники безопасности); измерительными (измерение

температуры, плотности; взвешивание); интеллектуальными (постановка цели эксперимента, выдвижение гипотезы, использование

имеющихся знаний, описание, анализ, обобщение, выводы); конструкторскими (ремонт, усовершенствование, сборка оборудования и установок).

Для организации самостоятельной работы студентов в данном учебном издании приведен список рекомендуемой литературы, включающий учебники и учебные пособия, практикумы, электронные образовательные ресурсы, справочные пособия, сборники задач и др.

С целью развития организационных и интеллектуальных умений студентов в практикум включен план оформления отчета по синтезу неорганического вещества, а в приложениях приведены качественные реакции катионов и анионов для облегчения идентификации полученных веществ, а также краткие теоретические сведения и примеры расчетов состава раствора, количества и концентрации исходных веществ и термодинамические расчеты.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ЛАБОРАТОРИИ НЕОРГАНИЧЕСКОГО СИНТЕЗА

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ НЕОРГАНИЧЕСКОГО СИНТЕЗА

1. В лаборатории неорганического синтеза соблюдайте чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности. Не загромождайте рабочий стол посторонними предметами!

2. На каждое занятие назначается дежурный для поддержания порядка в лаборатории и помощи лаборанту. До начала работы дежурный «принимает» лабораторию, а по ее окончании – «сдает».

3. На занятие приходите хорошо подготовленными, знаете методику эксперимента и свойства веществ, с которыми работаете.

4. Перед началом проведения опытов обязательно пройдите инструктаж по технике безопасности и распишитесь об этом в специальном журнале.

5. Прежде, чем начать синтез, обсудите с преподавателем план и место работы, а также схему установки, если таковая имеется.

6. Перед началом работы проверьте наличие всего необходимого оборудования и реактивов; убедитесь в чистоте химической посуды.

7. Работайте в лаборатории только в халате!

8. К моменту выполнения наиболее опасной и ответственной части работы поставьте об этом в известность преподавателя или лаборанта.

9. При выполнении эксперимента соблюдайте правила работы с реактивами и оборудованием и придерживайтесь предложенной методики эксперимента.

10. Работу организуйте так, чтобы уложиться в отведенное время и не мешать другим.

11. Не оставляйте протекающие процессы без присмотра,

будьте внимательными, отмечайте все происходящие изменения,
фиксируйте результаты наблюдений в рабочей тетради.

12. После завершения эксперимента рабочее место приведите в порядок и «сдайте» дежурному.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ С ХИМИЧЕСКИМИ РЕАКТИВАМИ

1. Все опыты с ядовитыми, сильно пахнущими веществами, с концентрированными кислотами и щелочами проводите только в вытяжном шкафу. При этом стекло вытяжного шкафа оставляйте открытым с учетом степени опасности вещества. После завершения работы шкаф закройте.

2. Со всеми веществами в лаборатории обращайтесь как с более или менее ядовитыми, так как $\frac{3}{4}$ веществ, применяемых в лаборатории, ядовиты!

3. Никогда не принимайте пищу в химической лаборатории и не пейте воду из химической посуды.

4. Прежде чем использовать тот или иной реактив, убедитесь по этикетке в соответствии его названия, степени чистоты (для сухого вещества) или концентрации (для растворов веществ). Если на склянке с реактивом нет этикетки или надписи, то пользоваться им нельзя!

5. Расходуйте реактивы в указанном (рассчитанном) количестве. Излишки реактива никогда не возвращайте обратно в посуду, выливайте в банки для слива, стоящие под тягой или бросайте в мусорный ящик.

6. Ни в коем случае не допускайте загрязнения реактива. Все склянки с реактивами держите закрытыми и открывайте только в момент употребления. Не путайте пробки от разных склянок! При работе с реактивом пробки должны находиться перевернутыми рядом со склянкой.

7. Отбор реактива производите только тщательно вымытыми шпателями, ложечками и пипетками.

8. Не уносите на свое рабочее место реактивы общего пользования и находящиеся под тягой.

9. Опыты с легковоспламеняющимися веществами (ЛВВ)

про- водите вдали (не менее 2 м) от открытого огня. При проливе значи-

тельных количеств ЛВВ следует устранить возможность воспламенения паров – обесточить работающее электрооборудование общим рубильником, погасить спиртовки.

10. Нельзя пробовать на вкус, а также всасывать через пипетки любые вещества и их растворы.

11. Во избежание попадания брызг в лицо не наклоняйтесь над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами. При нагревании растворов в пробирке пользуйтесь держателем и направляйте отверстие пробирки от себя и от своих соседей.

12. Определяя запах вещества, не наклоняйтесь над пробиркой, а направляйте к себе пары или газы легким движением руки.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФИЗИЧЕСКИХ КОНСТАНТ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Реактивы: глицерин, растворы исследуемых веществ.

Оборудование: ареометр, бумага фильтровальная, весы электрические, капилляр тонкий и широкий, кольцо и лапка для лабораторного штатива, кольцо резиновое, палочка стеклянная, пробирка демонстрационная, сетка асбестовая, спиртовка, спички, стакан химический (200 мл), термометр, цилиндр мерный (100 мл), штатив лабораторный, электроплитка.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ ПЛАВЛЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Методика работы

Способ № 1:

1. На шарик (носик) термометра помещают несколько крупинок исследуемого вещества.

2. Держа термометр *горизонтально* над плиткой, на расстоянии 2–3 мм от ее поверхности или над пламенем спиртовки, медленно нагревают его до начинающегося плавления вещества. Выбор нагревательного прибора осуществляют в зависимости от теоретического значения температуры плавления ($t_{пл}$).

3. При нагревании следят за показаниями термометра. Погрешность определения температуры плавления таким способом составляет 2–3 °С.

Способ № 2:

1. Небольшое количество исследуемого вещества растирают в ступке.

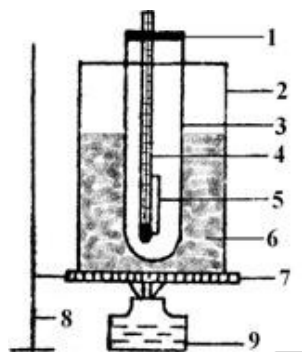
2. Открытый конец капилляра с внутренним диаметром 1 мм и высотой 40–50 мм опускают в вещество. Для того чтобы

перемес- тить вещество на дно капилляра и плотно утрамбовать, постукива- ют запаянным концом капилляра с веществом, а затем бросают его

несколько раз в вертикально поставленную стеклянную трубку длиной 25–30 см. Высота вещества в капилляре должна быть 2–3 мм.

3. Затем прикрепляют капилляр резиновым колечком к термометру так, чтобы его конец был на уровне середины ртутного столбика. Термометр вставляют в прибор для определения температуры плавления так, как показано ниже на рисунке 1, и начинают нагревание.

4. При нагревании прибора температуру повышают на 5–10 °С в минуту, а при температурах, близких к температуре плавления – на 1–2 °С в минуту.



Детали установки:

- 1 – пробка;
- 2 – стакан с нагреваемой жидкостью (глицерин);
- 3 – пробирка;
- 4 – термометр;
- 5 – капилляр;
- 6 – глицерин;
- 7 – асбестовая сетка;
- 8 – лабораторный штатив;
- 9 – спиртовка.

Рис. 1. Прибор для определения температуры плавления

Задания

1. По указанию преподавателя определите температуру плавления вещества. Полученные результаты оформите в виде таблицы:

Название вещества	Формула вещества	♦♦ пл. теор. °С	♦♦ пл. практ. °С	
			способ № 1	способ № 2

2. Какой из способов определения температуры плавления более точный? Ответ поясните.

3. Сделайте вывод о чистоте исследуемого вещества.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ КИПЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Методика работы

1. В широкий капилляр (запаянный с одного конца) диаметром 3–4 мм и длиной 4–5 см помещают 2–3 капли исследуемой жидкости.

2. Затем в широкий капилляр вставляют тонкий капилляр, запаянный с верхнего конца, длиной 7–10 мм и диаметром 0,2–0,5 мм (рис. 2).

3. Широкий капилляр прикрепляют к термометру резиновым кольцом или проволокой так же, как это делают при определении температуры плавления.

4. Термометр с капилляром помещают в прибор для определения температуры кипения и *медленно* его нагревают, не перегревая жидкость. (За 10–15 °С до теоретического значения температуры кипения нагревание следует проводить особенно медленно!) Быстрое непрерывное выделение пузырьков воздуха из внутреннего капилляра указывает на то, что жидкость закипела.

5. Нагревание прекращают и фиксируют момент, когда при охлаждении жидкости внезапно прекратится выделение пузырьков.



Рис. 2. Прибор для определения температуры кипения

Задания

1. По указанию преподавателя определите температуру кипения вещества.

2. Полученные результаты оформите в виде таблицы:

Название вещества	Формула вещества	♦♦ кин. теор., °C	♦♦ кин. практ., °C

3. Сделайте вывод о чистоте исследуемого вещества.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ПЛОТНОСТИ ЖИДКОСТИ АРЕОМЕТРОМ

- ! Применение *ареометра* позволяет определить плотность жидкостей с точностью до 1 % (0,01), *пикнометра* – до 0,1 % (0,001), *рефрактометра* – до 0,01 % (0,0001).

Методика работы

В сухой стеклянный цилиндр емкостью 250 мл наливают исследуемую жидкость и перемешивают палочкой для выравнивания температуры и плотности по всему объему цилиндра. Погружают в цилиндр термометр и записывают его показания. Затем помещают в цилиндр с исследуемой жидкостью сухой ареометр так, чтобы он не касался стенок и дна цилиндра. После прекращения колебаний ареометра (через 3–4 минуты) снимают показания с его шкалы с точностью до третьего знака, при этом глаз наблюдателя должен быть на уровне мениска.

Задания

1. Какой объем жидкости должен быть в цилиндре?
2. По какой метке (верхней или нижней) смотрят значение плотности на шкале ареометра? Дайте ответ для окрашенных и неокрашенных растворов; вязких и невязких.
3. По указанию преподавателя определите относительную плотность вещества. Полученные результаты оформите в виде таблицы:

Название вещества	Формула	Внешний вид	$\rho_{\text{теор.}}$, г/см ³	$\rho_{\text{практ.}}$, г/см ³
-------------------	---------	-------------	---	--

--	--	--	--	--

4. Сделайте вывод о чистоте исследованного вещества.

РАЗДЕЛЕНИЕ И ОЧИСТКА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Оборудование: бумага фильтровальная, вата, весы электрические, воронка Бюхнера, воронка для горячего фильтрования, воронка капельная, воронка стеклянная коническая, колба Бунзена, колба Вюрца, насос водоструйный, палочка стеклянная, пробирка мерная, сетка асбестовая, стакан химический (200 мл), термометр, трубка газоотводная, цилиндр мерный, чашка фарфоровая, шкаф сушильный, штатив лабораторный, эксикатор, электроплитка.

Вопросы для домашней подготовки к теоретической части лабораторной работы

1. Что такое перекристаллизация? Какова элементарная схема процесса?
2. Что такое насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы? Как готовить насыщенный раствор?
3. В чем сущность каждого из видов перекристаллизации: политермической дробной, изотермической (метода высаливания) кристаллизации?
4. В каком случае нельзя очистить вещество политермической кристаллизацией? Приведите примеры.
5. Как рассчитать выход вещества (%) после перекристаллизации?

Задания для домашней подготовки к экспериментальной части лабораторной работы

Перед занятием найдите и выпишите физико-химические характеристики очищаемого вещества: внешний вид, цвет, устойчивость на воздухе и при нагревании, d_{420}^{20} , d_{420}^{25} , растворимость, области применения.

КРИСТАЛЛИЗАЦИЯ хлорида НАТРИЯ (~~NaCl~~)

Реактивы: хлорид натрия NaCl , (конц.) серная H_2SO_4 и соляная HCl кислоты.

Методика работы

Получают насыщенный при комнатной температуре раствор хлорида натрия в 100 мл воды. Раствор отфильтровывают, фильтрат насыщают газообразным хлороводородом (см. инструкцию ниже). Хлорид натрия плохо растворяется в образующейся соляной кислоте и выпадает в осадок в виде кристаллов. Кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера, промывают небольшим объемом очень разбавленной соляной кислоты, один раз холодной водой и высушивают до постоянной массы при температуре 60–80 °С, при этом улетучивается хлороводород. Очищенную соль хранят в склянке с притертой пробкой.

Получение хлороводорода:

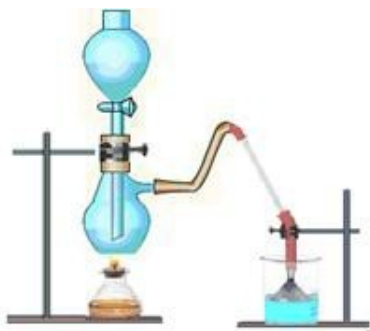


Рис. 3. Прибор для получения хлороводорода

1. Собирают прибор для получения хлороводорода (рис. 3).
2. В реакционный сосуд (колбу Вюрца) помещают 15–20 г хлорида натрия.
3. В капельную воронку вливают концентрированную серную кислоту.
4. На конец газоотводной трубки надевают коническую воронку, чтобы его расширить и трубка не забивалась кристаллами.
5. Газоотводную трубку опускают в приемник (колбу, пробирку, стакан) с насыщенным раствором хлорида натрия и держат близко над раствором.
6. Отверстие сосуда-приемника закрывают комочком ваты.
7. Постепенно приливают концентрированную серную кислоту в реакционный сосуд, который для ускорения реакции можно

слегка подогреть.

пЕРЕКРИСТАЛЛИЗАЦИЯ БОРНОЙ КИСЛОТЫ (H_3BO_3)

Реактивы: кислота борная H_3BO_3 , кислота азотная HNO_3 (1,2 г/см³), дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$.

Методика работы

10 г борной кислоты растворяют в 160 мл дистиллированной воды, нагретой до 30–40 °С, и фильтруют. К фильтрату прибавляют 0,4 мл азотной кислоты (1,2 г/см³) и упаривают до начала кристаллизации.

Затем смесь охлаждают, выпавшие кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера, промывают ледяной водой, отмывают от нитрат-иона NO^- . В промывных водах проверяют отсутствие нитрат-иона реакцией с дифениламином.

Промытые кристаллы высушивают между листами фильтровальной бумаги при комнатной температуре. Маточный раствор собирают, снова упаривают и получают еще некоторое количество борной кислоты.

пЕРЕКРИСТАЛЛИЗАЦИЯ НИТРАТА КАЛИЯ (KNO_3)

Реактивы: нитрат калия KNO_3 , карбонат калия K_2CO_3 .

Методика работы

Растворяют 25 г нитрата калия в 30 мл воды при 70 °С. Для удаления примесей катионов железа (III) Fe^{3+} и других катионов добавляют 0,05 г карбоната калия. Смесь кипятят, образовавшийся осадок отфильтровывают. Фильтрат охлаждают, помешивая стеклянной палочкой, до комнатной температуры или до 0 °С. Выпавшие кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера и высушивают. Из маточного раствора можно получить еще некоторое количество кристаллов нитрата калия.

ХИМИЧЕСКАЯ ОЧИСТКА И ПЕРЕКРИСТАЛЛИЗАЦИЯ ХЛОРИДА КАЛИЯ (КС $\diamond\diamond$)

Реактивы: хлорид калия KCl (техн.), карбонат калия K₂CO₃, дигидрат хлорида бария BaCl₂·2H₂O, хлорид бария BaCl₂, перекись водорода H₂O₂ 3%-й раствор, кислота соляная HCl (конц.) и 10%-й раствор, кислота серная H₂SO₄ 10%-й раствор, сероводородная вода H₂S.

Методика работы

10 г хлорида калия растворяют в 30 мл горячей дистиллированной воды и приливают насыщенный раствор 0,5 г дигидрата хлорида бария. После отстаивания раствора проверяют полноту осаждения сульфат-иона SO₄²⁻ (в пробе фильтрата при добавлении соляной кислоты и хлорида бария не должно появляться мути или осадка).

Раствор фильтруют, добавляют 0,5 мл 3%-го раствора перекиси водорода и концентрированный раствор 6 г карбоната калия. После отстаивания проверяют полноту осаждения катионов бария Ba²⁺ (в пробе фильтрата при подкислении 10%-м раствором серной кислоты не должно появляться мути или осадка).

Снова фильтруют, приливают несколько миллилитров сероводородной воды и выдерживают для полного осаждения сульфидов тяжелых металлов.

Затем раствор фильтруют, упаривают, оставляя небольшой объем жидкости и добавляют 0,5 мл соляной кислоты (х. ч. (химически чистый), $\diamond\diamond$ $\diamond\diamond$ 1,12 г/см³). Выпавшие кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера и сушат в сушильном шкафу при 100–120 °С.

Полученный препарат обычно соответствует реактиву квалификации ч. д. а. (чистый для анализа). Если проводить кристаллизацию при перемешивании раствора механической мешалкой (150–200 об/мин), то препарат получается значительно чище (по содержанию примесей сульфатов и аммония).

ОЧИСТКА ДИХРОМАТА КАЛИЯ ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

Реактивы: бихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Методика работы

10 г бихромата калия растворяют в 100 мл горячей дистиллированной воды. Раствор фильтруют, фильтрат упаривают до 20 мл, а затем охлаждают при перемешивании. Для удаления примесей катионов железа (III) Fe^{3+} и других катионов добавляют карбонат калия. Выпавшие кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера, промывают 3 раза ледяной водой и высушивают. Для получения более чистых кристаллов полученную соль перекристаллизовывают. Из маточного раствора можно получить еще некоторое количество кристаллов $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

ПЕРЕКРИСТАЛЛИЗАЦИЯ ТЕТРАБОРАТА НАТРИЯ (буры) ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: декагидрат тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Методика работы

25 г тетрабората натрия при 60 °C растворяют в 50 мл дистиллированной воды. Раствор быстро фильтруют через складчатый фильтр с помощью воронки для горячего фильтрования (рис. 4).

Фильтрат сначала медленно охлаждают до 25–30 °C, а затем быстро в ледяной воде. Кристаллизация усиливается при помешивании раствора стеклянной палочкой.

Выпавшие кристаллы тетрабората натрия отсасывают на воронке Бюхнера, промывают небольшим количеством дистиллированной воды и высушивают

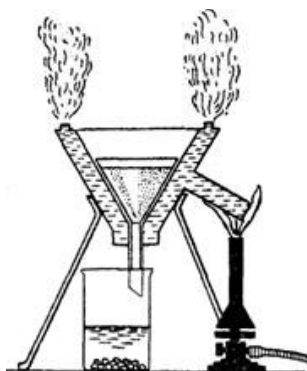


Рис. 4. Фильтрование с помощью воронки для горячего фильтрования

между листами фильтровальной бумаги в течение 2–3 дней. Высушенные кристаллы должны легко отставать от стеклянной палочки. Перекристаллизованную соль хранят в склянке с хорошо притертой пробкой.

ОЧИСТКА ПЕНТАГИДРАТА СУЛЬФАТА МЕДИ (💎💎) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, перекись водорода H_2O_2 3%-й раствор, гидроксид натрия NaOH 20%-й раствор.

! Сульфат меди (II) может содержать примеси катионов железа (II) Fe^{2+} и других катионов. При очистке соли катион железа (II) Fe^{2+} окисляют в катион железа (III) Fe^{3+} пероксидом водорода и затем осаждают щелочью.

Методика работы

20 г пентагидрата сульфата меди (II) растворяют в 100 мл горячей дистиллированной воды, прибавляют 0,5–1 мл 3%-го раствора перекиси водорода и 1 мл 20%-го раствора гидроксида натрия. Смесь кипятят и отфильтровывают. Фильтрат упаривают до появления кристаллической пленки и охлаждают. Выпавшие кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера.

Для получения более чистых кристаллов полученную соль перекристаллизовывают из водного раствора. При перекристаллизации насыщенный раствор соли нагревают при 105 °С примерно 20–30 минут, а затем охлаждают.

Кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера и высушивают в эксикаторе над 13%-м раствором серной кислоты до постоянной массы. Получается устойчивый пентагидрат сульфата меди (II).

ОЧИСТКА НИТРАТА БАРИЯ ВЫПАРИВАНИЕМ РАСТВОРИТЕЛЯ ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$)

Реактивы: нитрат бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, активированный уголь.

Методика работы

15–20 г нитрата бария растворяют в 60–80 мл горячей дистиллированной воды. К раствору добавляют 0,5 г активированного угля. Смесь кипятят 10 минут, фильтруют, а затем охлаждают фильтрат во льду.

Выпавшие кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера и высушивают при 100 °С в сушильном шкафу. Из маточного раствора можно получить еще некоторое количество кристаллов нитрата бария.

ОЧИСТКА ЙОДА МЕТОДОМ ВОЗГОНКИ (Сублимации)

Реактивы: йод кристаллический I_2 .

Методика работы

Собирают установку по возгонке при атмосферном давлении так, как это показано на рисунке 5, где верхняя часть установки выполняет функцию холодильника, а нижняя часть – реакционного сосуда.

Установка на рисунке 5а состоит из двух часовых стекол одинакового диаметра, на рисунке 5б – из фарфоровой чашки и стеклянной конической воронки, на рисунке 5в – из термостойкого химического стакана и круглодонной колбы с циркулирующей водой. Если в качестве холодильника выбраны

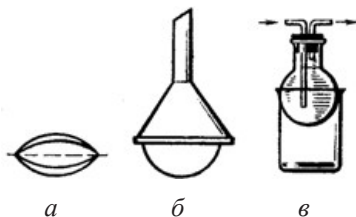


Рис. 5. Установки по возгонке
при атмосферном давлении

часовое стекло или стеклянная коническая воронка, то их обкладывают обрезками влажной фильтровальной бумаги, а у воронки (рис. 5б) носик затыкают ватой.

В нижнюю часть установки помещают около 5 г очищаемого вещества и закрывают холодильником. Для установок, показанных на рисунках 5а и 5б между реакционным сосудом и холодильником помещают перфорированную фильтровальную бумагу, соответствующую по форме реакционному сосуду и полностью закрывающую его. Проверяют герметичность прибора и нагревают его в течение 45 минут на горячей электроплитке следя, чтобы поверхность холодильника всегда была холодной. Для этого в круглодонной колбе постоянно должна циркулировать вода (рис. 5в), а для установок, показанных на рис. 5а и 5б, при необходимости нужно аккуратно смачивать обрезки фильтровальной бумаги, покрывающей поверхность холодильников, следя за тем, чтобы при этом вода не попала в реакционный сосуд.



Опыт выполняют только под тягой!

Установку разбирают только после ее полного остывания до комнатной температуры!!!

После проведения очистки веществ выполните следующие задания:

1. Измерьте массу вещества до и после очистки и рассчитайте массовую долю примесей (ϕ) по формуле:

$$\phi = \frac{m_{\text{после оч-ки}}}{m_{\text{до оч-ки}}} \cdot 100\%$$

2. Определите температуру плавления вещества и сделайте вывод об эффективности проведенной очистки.

3. Полученные результаты поместите в таблицу:

Название вещества	Формула	Метод очистки	$m_{\text{до оч-ки}}, \text{ г}$	$m_{\text{после оч-ки}}, \text{ г}$	$\phi, \%$	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$

4. Сделайте общий вывод по работе.

ПЛАН ОФОРМЛЕНИЯ СИНТЕЗА НЕОРГАНИЧЕСКОГО ВЕЩЕСТВА

Тема синтеза

Например: «Получение кислот», «Получение комплексных соединений».

Название синтеза

Например: «Получение оксида меди (I)», «Получение гидроксида меди (II)», «Получение кремниевой кислоты», «Получение манганата калия».

1. Цель синтеза

Получить какое-то вещество реакцией такого-то типа.

Например: «Получить оксид олова (IV) окислительно-восстановительной реакцией», «Получить гидроксид цинка реакцией двойного обмена», «Получить сульфат тетраамминомеди (II) реакцией присоединения».

2. Реактивы

Указать названия реактивов, концентрацию, количество.

Например: гидроксид натрия, 12,0 г; гидроксид калия (1 н.), 5 мл; дихромат натрия 22,8 г; серная кислота (конц.) 20 мл.

3. Оборудование

Перечислить оборудование и посуду, для посуды указать объем.

Например: баня водяная; весы аналитические и теххимические; воронка капельная; колба коническая (20 мл); палочка стеклянная; стакан химический (200 мл); термометр.

4. Физико-химические характеристики веществ (см. справочную литературу, в списке литературы это 4.1–4.9).

Названия веществ (исходных и продуктов)	Химическая формула	Класс неорганических веществ	Свойства веществ*						
			1	2	3	4	5	6	7

* 1. Тип химической связи, тип кристаллической решетки; 2. Агрегатное состояние; 3. Цвет, запах; 4. Растворимость (указать какая и в каких растворителях); 5. Температура кипения ($\diamond\diamond_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$); 6. Температура плавления ($\diamond\diamond_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$); 7. Плотность (ρ , г/см³).

В колонках 5–7 таблицы указываются только величины без единиц измерения.

5. Схема установки, рисунок (если есть).

6. Уравнение(я) реакции(й) (основных, побочных, суммарных).

7. Техника безопасности. Место проведения синтеза, оказание первой помощи при нарушении техники безопасности (см. справочную и дополнительную литературу: 4.1–4.9, 6.6).

Названия веществ (исходных и продуктов)	ПДК, мг/м ³	Класс опасности см. пособие Л. Н. Захарова [6.6]	Место проведения синтеза

Оказание первой помощи при нарушении Т.Б.:

8. Теория (краткое описание типа реакции, лежащей в основе синтеза).

9. План (по пунктам) **или методика** (целостное описание хода работы) **синтеза.**

10. Расчеты по синтезу

- Расчет количества и концентрации исходных веществ;
- Расчет практического выхода продукта (теоретический выход 5 г);
- Термодинамические расчеты (расчет ΔG реакции).

11. Идентификация вещества

Аналитическое доказательство (проведение качественных реакций, написание уравнений протекающих реакций и указание их признаков);

Определение физико-химических констант (агрегатное состояние, цвет, запах, растворимость, температура плавления, температура кипения).

Сравнение экспериментальных данных с теоретическими, на основании чего вывод об идентичности и степени чистоты (*качественно!*) вещества.

12. Области применения синтезируемого вещества.

13. Вывод (должен соответствовать цели). Например: «Получили такое-то вещество реакцией такого-то типа, выход составил столько-то %».

Если выход низкий, то объяснить, где могли быть потери.

Если вещество не было получено по уважительной причине, то объяснить, по какой именно.

14. Примечания

Особенности проведения синтеза, уточнение или корректировка методики синтеза.

15. Оценка преподавателя (подпись, дата).

СИНТЕЗ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ

Оборудование: баня песчаная (железный ящик с песком), бумага фильтровальная, весы электрические, воронка Бюхнера, колба Бунзена, насос водоструйный, палочка стеклянная, пробирка мерная, стакан химический термостойкий, тигель метал- лический или фарфоровый, чашка фарфоровая, шкаф сушиль- ный, шпатель, щипцы тигельные, электроплитка.

ПОЛУЧЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ

Кремний (Si)

Реактивы: диоксид кремния (SiO_2), порошок магния (Mg), кис- лота соляная (HCl) 25%-й раствор.

Методика работы

Готовят смесь порошка магния и заранее измельченного сухого диоксида кремния. Смесь помещают в металлический тигель, а ти- гель в песчаную баню (железный ящик с песком). В центре тигля делают углубление, в которое вставляют магниевую ленту и лу- чинкой поджигают ее.

После охлаждения спекшуюся смесь переносят в пробирку с раствором соляной кислоты. Собравшееся на дне пробирки ве- щество отделяют. Кремний очищают отмучиванием. Для этого по- рошок сильно взбалтывают с водой и раствор с взмученным осад- ком отделяют. Эту операцию повторяют несколько раз. Затем смеси дают отстояться и воду осторожно сливают.

Полученный продукт переносят в фарфоровую чашку и досу- шивают в сушильном шкафу при 100°C .

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ

хром (Cr^{III})

Реактивы: магниевая лента, оксид хрома (III) Cr_2O_3 , дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, порошок алюминия Al.

Методика работы

Готовят смесь, состоящую из 4,38 г предварительно прокаленного оксида хрома (III), 3,12 г дихромата калия, и рассчитанного количества алюминия. Смесь перемешивают в ступке, помещают в тигель, осторожно уплотняют пестиком и в центре делают углубление, в которое осторожно вставляют полоску магниевой ленты. Тигель ставят в железный ящик с песком (песчаную баню). Ленту магния поджигают с помощью лучинки. После окончания реакции дожидаются охлаждения тигля и «королек» металла отделяют от шлака с помощью металлического шпателя или скальпеля.

Уравнение реакции:



железо (Fe^{III})

Реактивы: лента магниевая, оксид железа (III) Fe_2O_3 , порошок алюминия Al.

Методика работы

Тщательно перемешивают 7,14 г оксида железа (III) с эквивалентным количеством алюминия, смесь помещают в металлический тигель. В центре делают углубление и вставляют в него ленту магния. Тигель с содержимым помещают в песчаную баню (железный ящик с песком).

Ленту магния поджигают с помощью лучинки. После окончания реакции дожидаются охлаждения тигля и «королек» металла отделяют от шлака с помощью металлического шпателя

или скальпеля.

Уравнение реакции:



медь (Cu) 1-й способ

Реактивы: цинк Zn, пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, разбавленная кислота соляная HCl, спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Методика работы

Готовят насыщенный раствор пентагидрата сульфата меди (II) (медного купороса). Полученный раствор переносят в фарфоровую чашку, добавляют в него цинк и, помешивая, нагревают на электрической плитке, не доводя до кипения. Нагревание проводят до полного обесцвечивания раствора. Не прореагировавший цинк отбирают, осадок меди отфильтровывают на воронке Бюхнера, сначала промывая разбавленной соляной кислотой, затем водой, затем спиртом. Полученную медь высушивают в сушильном шкафу при температуре 40–50 °С.

Уравнение реакции:



медь (Cu) 2-й способ

Реактивы: магниевая лента, оксид меди (II) CuO, порошок алюминия Al.

Методика работы

Тщательно перемешивают оксид меди (II) с эквивалентным количеством алюминия до однородной массы. Полученную смесь помещают в металлический тигель, а его в песчаную баню (железный ящик с песком). В центре тигля делают углубление и вставляют в него магниевую ленту, которую поджигают с помощью лучинки.

После окончания реакции дожидаются охлаждения тигля и «королек» металла отделяют от шлака с помощью металлического шпателя или скальпеля.

Уравнение реакции:



СИНТЕЗ ОКСИДОВ

Оборудование: баня песчаная, бумага фильтровальная, весы электрические, воронка Бюхнера, воронка стеклянная с впаянным фарфором фильтром, колба Бунзена, насос водоструйный, палочка стеклянная, печь муфельная, пробирка мерная, стакан химический термостойкий, стекло часовое, термометр, тигель фарфоровый, цилиндр мерный, чашка фарфоровая, шкаф сушильный, шпатель, щипцы тигельные, эксикатор, электроплитка.

ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ♦ ГРУППЫ пЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Оксид меди (♦) (Cu_2O)

Реактивы: пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, гидроксид натрия NaOH .

Методика работы

В термостойкий химический стакан емкостью 250 мл вносят 19 г пентагидрата сульфата меди (II) и 110 мл воды, растворяют кристаллы в воде при умеренном нагревании.

Отдельно готовят раствор, содержащий 6,8 г глюкозы и 10 мл воды. Вносят раствор глюкозы в раствор сульфата меди (II).

Затем готовят третий раствор, содержащий 12 г гидроксида натрия и 30 мл воды. Отделяют этот раствор от механических примесей фильтрованием. Нагревают приготовленный ранее раствор сульфата меди (II) с добавкой глюкозы до 35°C и вносят в него при перемешивании раствор гидроксида натрия.

Дают отстояться реакционной смеси в течение 1 часа.

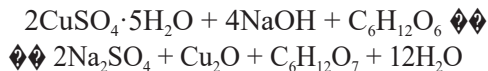
Наблюдают выделение осадка красного цвета.

После отстаивания осадка раствор над ним должен быть бес-

цветным. Осадок промывают горячей водой декантацией до отсут-

ствия в промывной жидкости сульфат-ионов (*качественная реакция на сульфат-ион*). Затем отделяют осадок от раствора вакуумным фильтрованием и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Оксид меди (♦♦) (CuO)

| **Реактивы:** тригидрат нитрата меди (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Методика работы

Оксид меди (II) получают прокаливанием тригидрата нитрата меди (II) в фарфоровом тигле в муфельной печи. Для этого кристаллогидрат разогревают при температуре 120°C , медленно повышают температуру и заканчивают процесс при температуре $800\text{--}850^\circ\text{C}$ до удаления оксида азота (IV).

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ♦♦ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Оксид магния (MgO)

| **Реактивы:** карбонат магния MgCO_3 .

Методика работы

Оксид магния получают прокаливанием карбонатов (основных или средних) в фарфоровом тигле и в муфельной печи. Разложение начинается при 300°C , а заканчивается при температуре красного каления.

Разложение можно считать законченным, если при

взаимодейс- твии с соляной кислотой не выделяется оксид углерода (IV).

- ! Оксид магния белого цвета; притягивая влагу воздуха, он постепенно переходит в гидроксид. Хранить его нужно в плотно закрытой склянке или в запаянной ампуле. Оксид магния, прокаленный при 1000–1200 °С, более устойчив и в гидроксид магния переходит на воздухе медленно.

Уравнение реакции:



Оксид кальция (CaO)

Реактивы: карбонат кальция CaCO_3 .

Методика работы

Оксид кальция получают прокаливанием карбоната кальция в фарфоровом тигле в муфельной печи при температуре 850–900 °С.

Заканчивать процесс разложения соли нужно при температуре красного каления. Процесс значительно ускоряется, если работу вести в токе водорода или азота, которые удаляют оксид углерода

(IV) из реакционного пространства.

- ! Для проверки полноты разложения к продукту приливают небольшое количество воды, взбалтывают и после отстаивания приливают соляную кислоту. При этом из полученного вещества не должен выделяться оксид углерода (IV).

Уравнение реакции:



Оксид стронция (SrO)

Реактивы: карбонат стронция SrCO_3 или нитрат стронция

$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ или гидроксид стронция $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Методика работы

Оксид стронция получают прокаливанием карбоната в фарфоровом тигле в муфельной печи. Вследствие высокой термической стойкости карбоната стронция его разложение следует вести при температуре 1200 °С.

Разложение значительно ускоряется, если через трубку пропускать ток или водорода, или азота, или кислорода. Оксид стронция получается также при прокаливании чистого (*не содержащего карбоната*) гидроксида стронция при 850 °С или нитрата стронция при 1100 °С. В последнем случае вначале соль, плавится, переходит в нитрит, который, выделяя оксиды азота, дает оксид стронция.

Уравнение реакции:



Оксид бария (BaO)

| **Реактивы:** карбонат бария BaCO_3 .

Методика работы

Карбонат бария помещают в фарфоровый тигель и нагревают в муфельной печи в течение 1,5–2 часов при 1300 °С.

- ! Оксид бария можно получить прокаливанием нитрата, пероксида или октагидрата оксида бария при 850–900 °С в токе водорода.

Уравнение реакции:



Оксид цинка (ZnO)

| **Реактивы:** нитрат цинка $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, кислота соляная HCl (конц.).

Методика работы

Оксид цинка получают прокаливанием его карбоната в фарфоро-

вом тигле в муфельной печи. Для этого карбонат цинка разогревают

при температуре 140 °С, а заканчивают процесс при температуре **красного каления**. Разложение можно считать законченным, если при реакции с соляной кислотой из полученного вещества не выделяется оксид углерода (IV).

Уравнение реакции:



Оксид кадмия (CdO)

Реактивы: нитрат кадмия $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, карбонат натрия Na_2CO_3 .

Методика работы

В химических стаканах готовят 100 мл 10%-го водного раствора нитрата кадмия и 50 мл 10%-го водного раствора карбоната натрия.

Раствор нитрата кадмия осаждают раствором карбоната натрия до образования осадка карбоната кадмия. Полученный осадок отсасывают, промывают водой, высушивают в течение суток на воздухе (или в сушильном шкафу) и прокаливают при 500–600 °С до образования осадка оксида кадмия.

- ! 1. Для проверки полноты разложения к продукту приливают небольшое количество воды, взбалтывают и после отстаивания приливают хлороводородную кислоту. При этом из полученного вещества не должен выделяться оксид углерода (IV).
2. Оксид кадмия во влажном воздухе медленно переходит в карбонат, поэтому его необходимо *хранить в плотно закрытой склянке*.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ♦♦♦ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Оксид олова (♦♦) (SnO)♦♦

Реактивы: моногидрат хлорида олова (II) $\text{SnCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, кислота соляная HCl (конц.), карбонат натрия Na_2CO_3 20%-й раствор, фенолфталеин.

Методика работы

В термостойкий химический стакан емкостью 250 мл вносят моногидрат хлорида олова (II) и 5–7 мл горячей соляной кислоты (конц.), добиваясь полного растворения кристаллов. К полученному раствору осторожно, небольшими порциями добавляют 20%-й раствор карбоната натрия до щелочной среды реакции по фенолфталеину. Образовавшуюся суспензию нагревают на песчаной бане в фарфоровой чашке, накрыв часовым стеклом во избежание окисления олова при 110 °С в течение 2–3 часов. Затем раствор сливают. Осадок промывают декантацией, используя горячую воду, переносят на фильтр и промывают раствором карбоната натрия, до исчезновения хлорид-иона Cl^- в промывных водах (*проба с катионами серебра Ag^+*). Отмытый осадок, окрашенный в серый цвет, высушивают в сушильном шкафу при 130 °С.

- ! При нагревании осадок гидроксида олова (II) серого цвета разлагается до оксида олова (II) черного цвета.

Уравнение реакции:



Суммарное уравнение:



Оксид олова (◆◆◆) (SnO_2 ◆◆)

Реактивы: олово металлическое Sn, кислота азотная HNO_3 (конц.).



Вследствие выделения оксида азота (IV) опыт проводят в вытяжном шкафу!

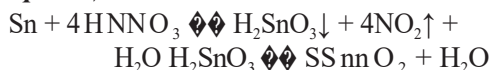
Методика работы

Металлическое олово растворяют при нагревании в избытке концентрированной азотной кислоты (*тяга!*).

Раствор разбавляют большим количеством холодной воды; выпавший при этом белый осадок гидратированного оксида олова (II) после нагревания несколько раз промывают декантацией, отфильтровывают под вакуумом и снова промывают на фильтре под вакуумом.

Затем полученный продукт высушивают, помещают в фарфоровый тигель и прокаливают в течение часа в муфельной печи при температуре 700–800 °С.

Уравнение реакции:



Оксид свинца (◆◆) (PbO ◆◆)

Реактивы: ацетат свинца (II) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, гидроксид натрия NaOH.

- ! Оксид свинца (II) дает две модификации: желтую и красную.
- Выше 488,5 °С красная модификация переходит в желтую. При температуре ниже 488,5 °С желтая модификация метастабильна. Красную модификацию оксида свинца (II) получают при разложении гидроксида свинца (II).

Методика работы

К сухому ацетату свинца (II) добавляют 10%-й раствор гидрок- сида натрия до образования осадка гидроксида свинца (II), который фильтруют под вакуумом. Отфильтрованный осадок гидроксида свинца (II) нагревают в сушильном шкафу до 140–150 °С и выдер- живают при этой температуре в течение 0,5–1 часа для получения красной модификации оксида свинца (II).

Уравнение реакции:



Оксид свинца (♦♦♦) (PbO_2 ♦♦)

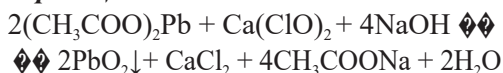
Реактивы: ацетат свинца (II) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, гидроксид натрия NaOH , известь хлорная $(\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O})$ или гипохлорит кальция $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, кислота азотная (1:10).

Методика работы

К раствору, содержащему 10 г ацетата свинца (II) в 25 мл воды, приливают раствор 5 г гидроксида натрия в 45 мл воды. Затем до- бавляют профильтрованный раствор 14 г хлорной извести в 100 мл воды. Смесь нагревают при перемешивании до кипения и несколь- ко минут кипятят.

Полученный темно-коричневый осадок оксида свинца (IV) от- фильтровывают, промывают разбавленной (1:10) азотной кислотой, а затем водой и высушивают при 120–140 °С. На воздухе оксид свинца (IV) устойчив.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ♦♦♦ Группы пЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Оксид хрома (♦♦♦) (CrO_3 ♦♦)

Реактивы: дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, кислота серная (конц.), кислота азотная HNO_3 70–80%-й раствор, лед.

Методика работы

В термостойком химическом стакане готовят 10%-й раствор дихромата калия и прибавляют 25–30 мл концентрированной серной кислоты. Раствор охлаждают и оставляют стоять в течение 1,5–2 часов.

Выпавшие темно-красные игольчатые кристаллы отфильтровывают с помощью стеклянной воронки со впаянным фарфоровым фильтром, и для удаления серной кислоты промывают 70–80%-м раствором азотной кислоты.

Полученный осадок высушивают при 90–100 °С.

- ! Всушенный осадок оксида хрома (VI) хранят в склянке с при- шлифованной пробкой, так как он сильно гигроскопичен.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ♦♦♦♦♦ Группы пЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Оксид кобальта (♦♦♦♦ ♦♦♦) (Co_3O_4 ♦♦)

Реактивы: нитрат кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.

Методика работы

Co_3O_4 получается в виде черного порошка прокаливанием нит-

рата кобальта в пределах температур от 300 °C до 700 °C. По-ви-

димому, оптимальная температура образования этого оксида около 600 °С. Выше этой температуры оксид начинает разлагаться с образованием оксида кобальта (II).

- ! Исходными веществами могут также служить карбонат или оксид кобальта, прокаливаемые на воздухе при 600 °С.

Уравнение реакции:



Оксид никеля (II) (NiO)

| **Реактивы:** гексагидрат нитрата никеля $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.



Вследствие выделения оксида азота (IV) опыт в вытяжном шкафу! проводят

Методика работы

Нитрат никеля (II) прокаливают при температуре 900–1000 °С в течение 2–3 часов в закрытом фарфоровом (корундовом) тигле.

- ! Нитрат никеля (II) предварительно нужно высушить и прокалить в фарфоровой чашке до удаления оксидов азота (*тяга!*). Верхний слой оксида никеля (II), если он темного цвета, отбра- сывают, так как он может содержать повышенное количество кислорода.

Уравнение реакции:



СИНТЕЗ ОСНОВАНИЙ

Оборудование: баня водяная, бумага фильтровальная, весы электрические, воронка Бюхнера, воронка для горячего фильтрования, воронка стеклянная с впаянным фарфором фильтром, воронка стеклянная коническая, колба Бунзена, кристаллизатор, насос водоструйный, палочка стеклянная, пробка с большим отверстием, пробирка мерная, стакан химический термостойкий, термометр, цилиндр мерный, чашка фарфоровая, шкаф сушильный, эксикатор, электроплитка.

ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ♦ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Гидроксид меди (♦♦) ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) ♦♦ 1-й способ

Реактивы: пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гидроксид натрия NaOH 2 н. раствор, глицерин $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

! До начала опыта готовят 5%-й раствор сульфата меди (II) из пентагидрата сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медного купороса). Раствор фильтруют, далее работают с фильтратом.

Методика работы

К 200 мл 5%-го раствора сульфата меди (II) прибавляют 0,5 мл глицерина, который препятствует обезвоживанию гидроксида меди (II).

Гидроксид меди (II) осаждают 2 н. раствором гидроксида натрия до тех пор, пока осадок не станет ярко-голубым (вначале осадок может быть серо-зеленым). Количество щелочи рассчитывают по уравнению реакции.

Осадку дают осесть, затем быстро декантацией удаляют жидкость.

Полученный осадок гидроксида меди (II) заливают холодной водой, добавив немного глицерина (0,5 мл). Воду сливают с осадка и промывают его декантацией несколько раз водой с глицерином, до исчезновения сульфат-иона SO_4^{2-} в промывных водах (проба с катионами свинца (II) Pb^{2+} , либо бария Ba^{2+}). Затем осадок отсасывают и промывают на фильтре. Дают жидкости стечь, густую пасту переносят в фарфоровую чашку, растирают ее с небольшим количеством глицерина, переносят в склянку и в таком виде сохраняют.

Уравнение реакции:



Гидроксид меди (II) (Cu(OH)₂) 2-й способ

Реактивы: гидроксид аммония (NH₄)OH 10%-й раствор, гидроксид натрия NaOH 10%-й раствор, пентагидрат сульфата меди (II) CuSO₄·5H₂O.



С раствором аммиака работать под тягой!

Методика работы

К насыщенному раствору пентагидрата сульфата меди (II) (медного купороса), нагретому до 70 °С, приливают 10%-й раствор аммиака (гидроксида аммония) до появления интенсивно-синего окрасивания.

Раствор фильтруют. К охлажденной смеси добавляют по каплям раствор 10%-й гидроксида натрия до образования осадка. Его отфильтровывают, промывают теплой водой и сушат в вакууме или в эксикаторе над серной кислотой.

Уравнение реакции:



- ! При длительном хранении на воздухе гидроксид меди (II) обогатывается кислородом воздуха и увеличивает свою массу.

Хранить гидроксид меди (II) необходимо в закрытой склянке.

ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ♦♦ ГРУППЫ пЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Гидроксид магния (Mg(OH)♦♦♦♦)

Реактивы: гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
25%-й раствор, гексагидрат хлорида магния $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.



С раствором аммиака работать под тягой!

Методика работы

К профильтрованному, почти насыщенному раствору хлорида магния, приготовленного на прокипяченной дистиллированной воде, приливают в избытке 25%-й раствор аммиака, не содержащий карбоната аммония (его готовят насыщением воды газообразным аммиаком). Выпавший осадок отсасывают, промывают прокипяченной дистиллированной водой и высушивают в сушильном шкафу при температуре 60–80 °С в течение 1 часа в атмосфере, не содержащей оксида углерода (IV), т. е. накрыв фильтровальной бумагой.



Гидроксид магния на воздухе постепенно переходит в карбонат.
• Хранить его нужно в закрытой склянке или в запаянной ампуле.

Максимально сократить время пребывания гидроксида магния на воздухе!

Уравнение реакции:



Гидроксид кальция (Ca(OH)♦♦♦♦) 1-й способ

Реактивы: оксид кальция CaO.

Методика работы

Свежепрокаленный оксид кальция помещают в пробир-

ку и приливают небольшими порциями свежeproкипяченную

дистиллированную воду. После получения белой кашицеобразной массы пробирку закрывают пробкой с большим отверстием и в горизонтальном положении помещают в сушильный шкаф, постепенно повышая его температуру с 50–60 до 120 °С. Испаряясь, вода предупреждает проникновение оксида углерода (IV) в пробирку.

Уравнение реакции:



Гидроксид кальция (Ca(OH)_2) 2-й способ

Реактивы: хлорид кальция CaCl_2 или нитрат кальция $\text{Ca(NO}_3)_2$ 5%-й раствор, гидроксид калия KOH или гидроксид натрия NaOH 2 н. раствор.

Методика работы

К профильтрованному и разбавленному 5%-му раствору хлорида кальция на холоде при взбалтывании приливают в избытке раствор гидроксида калия (натрия) не содержащего карбоната.

Осадок после отстаивания отсасывают на воронке Бюхнера и промывают водой не содержащей оксида углерода (IV). Воронку сверху закрывают фильтровальной бумагой и сушат в шкафу при 120 °С.

- ! Если для осаждения взять избыток гидроксида калия (натрия) и осадок хранить под раствором в течении нескольких часов, то кристаллики гидроксида кальция будут значительно крупнее. *Хранить гидроксид кальция необходимо в закрытой склянке.*

Уравнение реакции:



Гидроксид стронция (Sr(OH)_2)

| **Реактивы:** хлорид стронция SrCl_2 , гидроксид калия KOH .

Методика работы

В термостойком химическом стакане готовят 25%-й раствор соли стронция, для этого вещество растворяют в свежеперегнанной и прокипяченной воде и охлаждают в кристаллизаторе со льдом до 0 °С.

К охлажденному раствору соли стронция приливают необходимое (в соответствии с реакцией) количество 5%-го раствора гидроксида калия.

Выпавший осадок гидроксида стронция быстро отсасывают на стеклянной воронке с впаянным фарфором фильтром, промывают прокипяченной холодной водой и сушат в сушильном шкафу при 80–100 °С.

- ! 1. Образовавшиеся прозрачные мелкие кристаллы гидроксида стронция быстро тускнеют на воздухе вследствие образования карбоната стронция, поэтому его нужно *хранить в плотно закрытой склянке!*
- 2. Вместо хлорида стронция можно использовать нитрат стронция.

Уравнение реакции:



Гидроксид бария (Ba(OH)₂)

Реактивы: дигидрат хлорида бария BaCl₂·2H₂O, гидроксид натрия NaOH.

Методика работы

Дигидрат хлорида бария растворяют в 30 мл дистиллированной воды, в раствор добавляют гидроксид натрия, количество которого рассчитывают по уравнению. Полученную смесь нагревают до кипения и отфильтровывают с помощью воронки для горячего фильтрования в фарфоровую чашку (колбу, стакан) с 5 мл воды, поставленную в лед.

При охлаждении выпадает октагидрат гидроксида бария

$\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Его фильтруют под вакуумом, промывают 2 раза

небольшим количеством холодной воды и высушивают между листами фильтровальной бумаги.

- ! Гидроксид бария плохо растворим в холодной воде и очень хорошо в горячей.

Хранят гидроксид бария в склянке с притертой пробкой.

Уравнение реакции:



Гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$

| **Реактивы:** гидроксид натрия NaOH, оксид цинка ZnO.

Методика работы

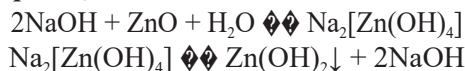
К насыщенному на холоде раствору гидроксида натрия и нагретому затем до 60 °С прибавляют в избытке при непрерывном взбалтывании оксид цинка. Раствор разбавляют водой (в 6–7 раз).

После отстаивания нерастворившегося оксида прозрачный раствор сливают на фильтр или фильтруют под вакуумом.

Через несколько дней из прозрачного раствора цинката натрия за счет его диссоциации выпадает гидроксид цинка в виде бесцветной кристаллической массы. Осадок отфильтровывают, промывают водой и сушат в эксикаторе над гидроксидом натрия или калия.

- ! Выше 39 °С вещество постепенно разлагается.
- Хранить гидроксид цинка нужно в запаянной ампуле.

Уравнение реакции:



Гидроксид кадмия (Cd(OH) $\diamond\diamond\diamond$)

Реактивы: нитрат кадмия $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ (1:10), гидроксид натрия NaOH 2 н. раствор.

Методика работы

Раствор нитрата кадмия (1:10) нагревают на водяной бане и осаждают небольшими порциями 2 н. раствора гидроксида натрия (количество щелочи рассчитывают по уравнению и берут избыток 20 %). Осадку дают отстояться, промывают декантацией прокипяченной водой, не содержащей CO_2 , быстро отсасывают и сушат в эксикаторе над серной кислотой.

! Гидроксид кадмия легко поглощает оксид углерода (IV) CO_2 , переходя в карбонат. Поэтому для получения чистого гидроксида все операции нужно вести в отсутствие углекислого газа, т. е. дистиллированная вода должна быть свежеперегнанная и прокипяченная. Гидроксид кадмия хранят в плотно закрытой склянке или запаянной ампуле.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ $\diamond\diamond\diamond$ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Гидроксид алюминия (гидбсит) (Al(OH) $\diamond\diamond\diamond$)

Реактивы: хлорид алюминия AlCl_3 , карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ 2 м. раствор, гидроксид натрия NaOH 50%-й раствор.

Оборудование: аппарат Кипа.

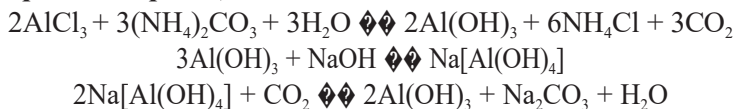
Методика работы

Растворяют 8,56 г хлорида алюминия в 20 мл воды и добавля-

ют в 5,9 мл 2 м. раствора карбоната аммония до образования осадка.

Образующийся осадок промывают несколько раз водой и фильтруют на воронке Бюхнера. Осадок переносят в 20 мл 50%-го раствора гидроксида натрия и при 40–60 °С растворяют. Раствор фильтруют и затем пропускают углекислый газ из аппарата Киппа до выпадения осадка.

Уравнения реакций:



ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Гидроксид свинца (Pb(OH)₂)

Реактивы: нитрат свинца (II) Pb(NO₃)₂ или ацетат свинца (II) (CH₃COO)₂Pb, гидроксид аммония (раствор аммиака) NH₃·H₂O 5%-й раствор.

Методика работы

К раствору нитрата свинца (II) (1:1) прибавляют раствора аммиака (ρ 0,91 г/см³) до появления слабого запаха. Смесь кипятят.

Если в соли свинца есть примесь соли железа, то она осаждается в виде осадка гидроксида железа (III), который отфильтровывают.

Фильтрат нагревают до 65–70 °С и добавляют к нему раствор аммиака до выпадения белоснежного осадка гидроксида свинца (II). Осадок промывают теплым 1%-м раствором аммиака, отмывая его от нитрат-иона NO₃⁻ (проба с дифениламином). Чистый осадок отсасывают и высушивают при температуре не выше 50–60 °С.

- ! 1. Чтобы избежать загрязнения продукта карбонатами все растворы готовят на свежеперегнанной прокипяченной воде.

2. Гидроксид свинца (II) на воздухе постепенно переходит в карбонат, *хранить его следует в хорошо закрытой склянке или запаянной ампуле.*

Уравнение реакции:



**ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ ГРУППЫ
ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ**

Гидроксид железа (Fe(OH)₃)

Реактивы: гексагидрат хлорида железа (III) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 5%-й раствор.

Методика работы

В термостойком химическом стакане готовят 20%-й раствор гексагидрата хлорида железа (III). Полученный раствор нагревают до 70 °С и, по каплям, прибавляют раствор аммиака. Образовавшийся осадок гидроксида железа (III) быстро фильтруют под вакуумом на воронке Бюхнера, промывая водой, а затем высушивают на водухе или в сушильном шкафу при температуре 110 °С.

- ! Вместо гексагидрата хлорида железа (III) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ можно использовать тоже количество нонагидрата нитрата железа (III) $\text{Fe}(\text{NNOO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Уравнение реакции:



Гидроксид кобальта (Co(OH)₂) (синяя модификация)

Реактивы: хлорид кобальта (II) CoCl_2 , глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, гидроксид натрия NaOH 5–10%-й раствор, спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, ацетон CH_3COCH_3 .



Промывание осадка этиловым спиртом и ацетоном проводят
в вытяжном шкафу!

Методика работы

К 100 мл раствора, содержащего 2,38 г хлорида кобальта (II) и 1 г глюкозы, прибавляют небольшими порциями разбавленный раствор гидроксида натрия. Полученный осадок в присутствии вод- духа промывают сначала смесью этилового спирта и воды, затем смесью ацетона и воды, а после чистым ацетоном и сушат в ваку- ум-эксикаторе.

- ! 1. Синяя модификация, образуется при низкой температуре и малой щелочности маточного раствора.
- 2. Эта модификация гидроксида кобальта (II) весьма чувствительна во влажном состоянии к действию кислорода воздуха, поэтому полученный влажный осадок высушивают в вакуум-эксикаторе.

Уравнение реакции:



Гидроксид кобаль-та () (Co(OH)) (розовая модификация)

Реактивы: нитрат кобальта (II) $\text{Co(NO}_3)_2$, гидроксид калия KOH, дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$.



Не прикасаться руками к гидроксиду калия! Едко!

Методика работы

К раствору 4 г гидроксида калия в 50 мл воды прибавляют по каплям при сильном встряхивании 100 мл раствора, содержащего 4 г нитрата кобальта (II). Растворы охлаждают до 0 °С. После того как первоначально образующийся синий осадок изменит свой цвет на розовый, его промывают декантацией до удаления нитрат-ионов (проба с дифениламином).

Полученный осадок быстро отфильтровывают на воронке Бюх- нера и высушивают в эксикаторе над хлоридом кальция или

сер- ной кислотой.

- ! 1. Растворы соли и щелочи готовят на свежeproкипяченной дис- тиллированной воде, не содержащей карбонаты.
- 2. Вместо нитрата кобальта (II) можно использовать сульфат кобальта (II).

Уравнение реакции:



Гидроксид никеля ($\text{Ni}(\text{OH})_2$)

Реактивы: нитрат никеля (II) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, гидроксид калия KOH.



Не прикасаться руками к гидроксиду калия! Едко!

Методика работы

В термостойких химических стаканах на свежeproкипяченной дистиллированной воде готовят растворы: 1) 15%-й раствор нитрата никеля (II); 2) 10%-й раствор гидроксида калия, не содержащего карбоната. К раствору соли, нагретому до 40 °С, приливают при перемешивании раствор щелочи, наблюдая за выпадением осадка гидроксида никеля (II).

Осадок отфильтровывают, многократно промывают теплой водой, еще раз отфильтровывают и высушивают в эксикаторе или в сушильном шкафу при температуре 50–60 °С (в атмосфере азота или водорода).

- ! Гидроксид никеля (II) получается в виде мелкокристаллического порошка зеленого цвета, на воздухе устойчив. Гидроксид содержит адсорбционную воду, которая удаляется при 180–200 °С.

Уравнение реакции:



СИНТЕЗ КИСЛОТ

Оборудование: баня водяная, баня песчаная, бумага фильтровальная, весы электрические, воронка Бюхнера, колба Бунзена, колба плоскодонная (широкогорлая), насос водоструйный, палочка стеклянная, пробирка мерная, стакан химический термостойкий, термометр, цилиндр мерный, чашка фарфоровая, шкаф сушильный, эксикатор, электроплитка.

Ортоборная кислота (H_3BO_3)

Реактивы: декагидрат тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, кислота соляная HCl (плотность 1,12 г/см³).

Методика работы

20 г тетрабората натрия (буры) растворяют в 50 мл кипящей воды, прибавляют 25 мл раствора соляной кислоты (плотность 1,12 г/см³) и оставляют стоять на сутки (*можно не оставлять*).

Выпавший осадок борной кислоты декантируют, промывают небольшим количеством воды и фильтруют под вакуумом. Еще некоторое количество кристаллов можно получить из маточных растворов путем выпаривания.

Полученную кислоту высушивают между листами фильтровальной бумаги при комнатной температуре или при температуре 50–60 °С в сушильном шкафу.

Для получения более чистых кристаллов ортоборную кислоту перекристаллизовывают из кипящей воды.

Уравнение реакции:



метакремниевая кислота (H_2SiO_3)

Реактивы: силикат натрия (жидкое стекло, канцелярский клей) Na_2SiO_3 , кислота соляная HCl (конц.).

Методика работы

В химическом стакане объемом 200 мл готовят 20%-й раствор силиката натрия (жидкого стекла) и фильтруют под вакуумом.

К фильтрату добавляют концентрированный раствор соляной кислоты до кислой реакции по лакмусу. Образовавшийся желатинообразный гель отфильтровывают через полотно (*марля/бинт, сложенный в 4–5 раз*), промывают 3–4 раза водой, отсасывают под вакуумом на воронке Бюхнера.

Полученную метакремниевую кислоту сушат при 50–60 °С в сушильном шкафу в течение 1 часа, пока она не станет рассыпаться, как песок.

! Если при добавлении к раствору силиката натрия концентрированной соляной кислоты не образуется желатинообразный гель, то раствор следует немного подогреть под тягой (*возможно выделение хлора*). Желеобразный гель фильтруют на воронке Бюхнера, отмывают от примесей хлора горячей водой. Полученную кислоту собирают и сушат в сушильном шкафу.

Уравнение реакции:



Кремнемолибденовая кислота ($\text{H}_4\text{SiMo}_{12}\text{O}_{40}$)

Реактивы: молибдат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, силикат натрия (жидкое стекло, канцелярский клей) Na_2SiO_3 , кислота соляная HCl (конц.), диэтиловый эфир $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$.



Работу с эфиром проводят под тягой!!!

Методика работы

В термостойком химическом стакане готовят 25%-й раствор молибдата аммония, для этого навеску соли растворяют в воде и нагревают до 60 °С. Затем добавляют 10 мл концентрированной соляной кислоты (раствор 1).

Отдельно готовят 10%-й раствор силиката натрия растворением соли в воде при комнатной температуре (раствор 2).

Полученный раствор 2, при помешивании добавляют к раствору 1, а затем по каплям приливают 4 мл концентрированной соляной кислоты.

Проводят фильтрование полученной смеси под вакуумом.

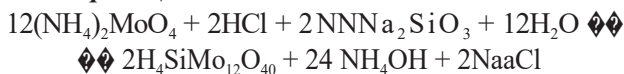
Фильтрат охлаждают и экстрагируют эфиром (*тяга!*).

Эфирный комплекс наполовину разбавляют водой и быстро испаряют эфир нагреванием раствора на электроплитке.

Медленно начинается кристаллизация, окончательную кристаллизацию проводят при комнатной температуре.

- ! 1. При выполнении синтеза не допускать восстановления продукта реакции кислородом воздуха (*признаком этого является изменение цвета раствора с желтого на зеленый*). Если это произошло, компоненты смеси окисляют добавлением нескольких капель концентрированной азотной кислоты.
- 2. Кристаллизацию следует проводить в эксикаторе. Перед кристаллизацией необходимо частично выпарить раствор на водяной бане.

Уравнение реакции:



β-оловянная кислота ($\text{SnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: олово гранулированное Sn, кислота азотная HNO_3 (конц.), дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$.



Вследствие выделения оксида азота (IV) опыт проводят в вытяжном шкафу!

Методика работы

Гранулированное олово постепенно растворяют в точно рассчитанном объеме концентрированной азотной кислоты (*тяга!*).

По окончании бурной реакции смесь нагревают на водяной или песчаной бане до полного растворения и удаления оксида азота (IV) (*тяга!*).

Осадок β-оловянной кислоты промывают декантацией горячей водой до отрицательной реакции на нитрат-ион NO_3^- (*проба с ди-фениламином*).

Затем осадок отстаивают, фильтруют и сушат при комнатной температуре.

- ! 1. До начала опыта следует измельчить гранулы олова для полноты протекания реакции растворения олова в азотной кислоте.
2. β-оловянная кислота при нагревании постепенно переходит в оксид олова (IV). На воздухе оловянные кислоты устойчивы.

Уравнение реакции:



молибденовая кислота (H_2MoO_4)

Реактивы: молибдат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ или молибдат натрия Na_2MoO_4 , кислота азотная HNO_3 (разб. 1:1).

Методика работы

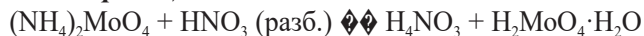
В 1 л 30%-го раствора азотной кислоты (300 мл конц. HNO_3 в 1 л раствора), нагретой до 60 °С, при энергичном перемешивании вливают 1 л 0,4 н. водного раствора молибдата аммония или молибдата натрия.

В прозрачный раствор вносят затравку – несколько зерен мо-

либденовой кислоты $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и оставляют при комнатной тем-

пературе на несколько дней. Кислоту в течение нескольких дней промывают декантацией ледяной водой, затем фильтруют и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



метамарганцеватистая кислота (H_2MnO_3)

Реактивы: дифениламин $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$, перманганат калия KMnO_4 , кислота азотная HNO_3 (конц.), спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Методика работы

В термостойком химическом стакане растворяют 10 г перманганата калия в 150 мл воды и добавляют 10 мл спирта. По окончании реакции приливают 1,5 мл концентрированной азотной кислоты до образования осадка.

Раствор сливают декантацией, а осадок отмывают от нитрат-ионов NO_3^- (проба с дифениламином), фильтруют под вакуумом и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



бромоводородная кислота (HBr)

Реактивы: бромид калия KBr , кислота серная H_2SO_4 (конц.).

Оборудование: аллонж, вата, воронка капельная, воронка стеклянная коническая, колба Вюрца, колбонагреватель, колбоприемник, стакан химический (200 мл), трубка газоотводная, холодильник Либиха, штатив лабораторный.



Вследствие выделения оксидов азота опыт
в вытяжном шкафу!

проводят

Методика работы

Собирают установку, состоящую из капельной воронки и колбы Вюрца, соединенной с газоотводной трубкой, на конце которой закреплена стеклянная коническая воронка (см. рис. 3, с. 19). Установку фиксируют в лабораторном штативе.

Взвешивают 45 г бромида калия и помещают его в колбу Вюрца, добавляют 45 мл воды. Колбу закрывают капельной воронкой (*проверить установку на герметичность!*), в которую наливают 50 мл концентрированной серной кислоты.

Конец газоотводной трубки опускают в стакан со 100 мл воды так, чтобы воронка погрузилась на половину в воду. Стакан с водой сверху обкладывают ватой для придания большей герметичности. Начинают синтез, для этого концентрированную серную кислоту из капельной воронки приливают небольшими порциями по 1–2 мл в колбу Вюрца. (*Осторожно! Реакция идет с выделением тепла.*) Температура смеси не должна превышать 75 °С для предотвращения образования свободного брома.

Последующие порции кислоты приливают постепенно при встряхивании колбы.

После того, как прилили всю серную кислоту, колбу нагревают на водяной бане в течение 10 минут при температуре 85 °С, а затем охлаждают смесь до температуры и отфильтровывают от гидросульфата калия на воронке Бюхнера с плотным фильтром.

Собирают установку по простой перегонке (рис. 6). Охлажденный фильтрат приливают в колбу Вюрца, соединенную с нисходящим холодильником и отгоняют бромоводород на колбонагревателе в предварительно взвешенную колбочку, собирая фракцию, кипящую при 120 °С. Перегонку прекращают, когда температура начнет

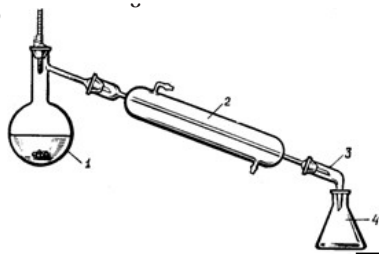


Рис. 6. Установка по простой перегонке: 1 – колба Вюрца, 2 – холодильник Либиха, 3 – аллонж, 4 – колбоприемник

падать (выход составляет примерно 85 %).

Полученная таким образом бромоводородная кислота еще содержит около 0,01 % серной кислоты.

Полностью очищенный от серной кислоты раствор бромоводо- рода более высокой концентрации получают, когда собирают фрак- цию, кипящую ниже температуры кипения бромоводорода на 5 °С, и подвергают ее вторичной переработке, собирая фракцию точно при температуре кипения азеотропной смеси.

Уравнение реакции:



Йодноватая кислота (HIO_3) 1-й способ

- ! Йодноватая кислота получается при окислении йода с помощью азотной кислоты или смеси азотной кислоты и перекиси водорода, хотя таким образом редко удастся синтезировать чистое вещество белого цвета (способы 1-й и 2-й). Бесцветная йодноватая кислота получается окислением йода 70%-й хлорной кислотой HClO_4 или хлорноватой кислотой HClO_3 .

Реактивы: йод кристаллический I_2 , кислота азотная HNO_3 (конц., 1,35 г/см³), пероксид водорода H_2O_2 30%-й раствор (1,45 г/см³).



Вследствие выделения оксида азота (II) опыт проводят **в вытяжном шкафу!**

Промывание полученной кислоты эфиром и спиртом также проводят **в вытяжном шкафу!**

Методика работы

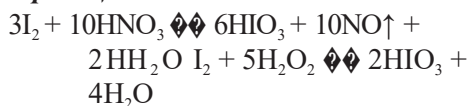
В широкогорлой колбе смешивают 1 вес. ч. йода и 10–12 вес. ч. HNO_3 . К смеси прибавляют 1–2 вес. ч. 30%-го раствора перекиси водорода для более быстрого окисления (*тяга!*). Смесь нагревают на электроплитке (на малом пламени) для удаления оксидов азота. Нагревание проводят при взбалтывании.

Реакция протекает медленно (окисление йода можно вести

од- ной азотной кислотой, но реакция протекает еще медленнее).

Когда весь йод растворится, то раствор выпаривают при 110–120 °С в фарфоровой чашке досуха. Сухая смесь содержит HIO_3 и I_2O_5 . Смесь растворяют в небольшом количестве воды. Раствор упаривают на водяной бане при 50–60 °С. После охлаждения выпадает осадок HIO_3 . Кристаллы отсасывают, промывают малым количеством ледяной воды, затем спиртом и эфиром (*тяга!*) и высушивают при 30–40 °С в сушильном шкафу.

Уравнения реакций:



Йодноватая кислота (HIO_3) 2-й способ

Реактивы: йод кристаллический I_2 , кислота азотная HNO_3 (конц., 56%-й раствор, 1,35 г/см³).



Вследствие выделения оксида азота (II) опыт проводят в вытяжном шкафу!

Методика работы

1 вес. ч. дважды возогнанного йода вносят в термостойкий химический стакан, закрытый круглодонной колбой, в которой циркулирует вода (рис. 7а) или широкогорлую коническую колбу, закрытую погружным холодильником (рис. 7б). Туда же приливают 5 вес. ч. чистой дымящей азотной кислоты и нагревают смесь на электроплитке до 70–80 °С, пока раствор не приобретет светло-желтую

окраску. Смесь упаривают досуха на водяной бане, несколько раз добавляя понемногу воды, и сно-

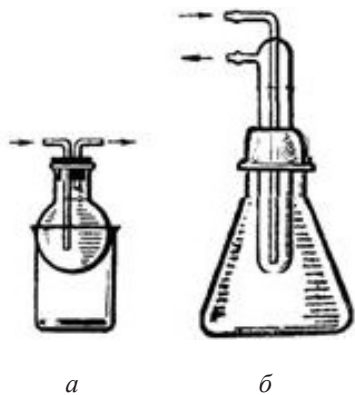


Рис. 7. Установка для получения
йодноватой кислоты

ва упаривают досуха. Остаток обрабатывают концентрированной азотной кислотой на водяной бане и, прозрачный, бесцветный раствор быстро охлаждают льдом.

Выделившиеся кристаллы отфильтровывают под вакуумом и сушат несколько дней в эксикаторе над твердым гидроксидом калия или в сушильном шкафу при 60 °С. Если в раствор йодноватой кислоты в 20%-й азотной кислоте внести затравку, то при длительном выдерживании при обычной температуре или в вакуум-эксикаторе над хлоридом кальция выделяются большие кристаллы. Эти кристаллы отфильтровывают на воронке Бюхнера и промывают минимальным количеством воды.

Уравнение реакции:



- ! 1. Йодноватая кислота очень легко обезвоживается и негигроскопична. 2. Из-за светочувствительности продукта при получении полностью бесцветного вещества целесообразно вести синтез кислоты в затемненной посуде.

СИНТЕЗ СОЛЕЙ

Оборудование: аппарат Кипа, баня водяная, бумага фильтровальная, весы электрические, воронка Бюхнера, воронка для горячего фильтрования, воронка капельная, воронка стеклянная со впаянным фарфором фильтром, колба Бунзена, колба коническая, мешалка механическая, насос водоструйный, палочка стеклянная, пробирка мерная, стакан химический термостойкий, термометр, цилиндр мерный, чашка фарфоровая, шпатель, эксикатор, электроплитка.

ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ МЕТАЛЛОВ ♦ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Карбонат лития (Li_2CO_3)♦♦

Реактивы: карбонат натрия (сода, поташ) Na_2CO_3 , хлорид лития LiCl .

Методика работы

В термостойких химических стаканах готовят насыщенные растворы хлорида лития и карбоната натрия.

Насыщенный раствор хлорида лития разбавляют водой в 2 раза, а затем прибавляют горячий раствор карбоната натрия. Благодаря низкой растворимости карбонат лития выпадает в осадок. Его отфильтровывают, 2–3 раза промывают небольшими порциями горячей воды и высушивают при 60–80 °С.

Уравнение реакции:



Тетрагидрат пербората натрия ($\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: декагидрат тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гидроксид натрия NaOH , пероксид водорода H_2O_2 30%-й раствор (плотность 1,45 г/см³), спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, эфир диэтиловый $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$.

Методика работы

3 г тетрабората натрия и 0,4 г гидроксида натрия растворяют в минимальном количестве воды и к раствору приливают 4,5 мл 30%-го раствора пероксида водорода в 2,2 мл воды.

Выделившийся через некоторое время кристаллический осадок тетрагидрата пербората натрия отфильтровывают, промывают холодной водой, этанолом, эфиром и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Гидрокарбонат натрия (NaHCO_3)

Реактивы: карбонат натрия Na_2CO_3 , карбонат кальция (мрамор) CaCO_3 , кислота соляная HCl (конц.).

Методика работы

В конической колбе готовят раствор, содержащий 1 мас. ч. карбоната натрия и 2 мас. ч. воды. Его профильтровывают (в случае необходимости) и пропускают через него оксид углерода (IV), который получают в аппарате Кипа из мрамора и концентрированной соляной кислоты. Трубка диаметром 1–1,5 см, подводящая оксид углерода (IV), должна оканчиваться у дна колбы, чтобы ее конец не забивался гидрокарбонатом натрия. Выпавший осадок переносят с помощью шпателя на фильтр, отсасывают и промывают небольшим количеством холодной воды для удаления примеси карбоната натрия. Осадок гидрокарбоната натрия высушивают между листами фильтровальной бумаги. На воздухе соль устойчива.

Уравнение реакции:



Кристаллогидраты ортофосфата натрия



Реактивы: кислота ортофосфорная H_3PO_4 (конц.), карбонат натрия (сода, поташ) Na_2CO_3 , гидроксид натрия NaOH 10%-й раствор.



С ортофосфорной кислотой работать **под тягой!**

Методика работы

Концентрированную ортофосфорную кислоту нейтрализуют твердой содой, прибавляя последнюю небольшими порциями при взбалтывании до слабощелочной реакции, а затем добавляют в небольшом избытке разбавленный раствор гидроксида натрия до сильнощелочной реакции. Раствор нагревают до кипения, отфильтровывают от возможных примесей и упаривают (*при температуре не выше 70 °C*) до появления кристаллов.

После того как раствор остынет, отсасывают выпавшие кристаллы на воронке Бюхнера и высушивают их при комнатной температуре.

Ортофосфат натрия можно получить и нейтрализацией едким натром раствора дигидрофосфата или гидрофосфата натрия.

Полугидрат $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ кристаллизуется из раствора фосфата при температуре кипения. Кристаллы отфильтровывают через воронку для горячего фильтрования и сушат при 121 °C.

Октагидрат $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ готовят из раствора фосфата, содержащего соответствующее октагидрату количество воды. Горячий раствор энергично перемешивают (*при помощи механической мешалки*) и охлаждают до тех пор, пока он не закристаллизуется. Кристаллы сушат на воздухе.

! При получении ортофосфата любым из этих методов нужно щелочь и кислоту (или соль) брать в таких количествах, чтобы соотношение общего числа атомов натрия и фосфора состав- ляло не 3:1, а 3,5:1.

Уравнение реакции:



моногидрат оксалата калия ($\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: дигидрат щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, карбо- нат калия K_2CO_3 .

Методика работы

В термостойком химическом стакане емкостью 100 мл готовят 30%-й раствор дигидрата щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, крис- таллы реагента растворяют в воде при нагревании до 80 °С. Затем в горячий раствор при перемешивании вносят небольшими пор- циями карбонат калия до слабощелочной реакции среды по фенол- фталейну (*слабо-розовая окраска при внесении в реакционную среду одной капли раствора индикатора*).

Полученный раствор оксалата калия, не охлаждая, отфильтро- вывают через складчатый бумажный фильтр. Фильтрат, очищен- ный от механических примесей, переносят в фарфоровую чашку и упаривают на водяной бане до образования на поверхности жид- кости слоя кристаллов.

После этого смесь охлаждают на воздухе, а затем выделившие- ся кристаллы продукта отделяют от маточного раствора вакуумным фильтрованием и высушивают при комнатной температуре.

Уравнение реакции:



Станнат калия (KK_2SnO_3)

Реактивы: гидроксид калия KOH, оксид олова (IV) SnO_2 .



Не прикасаться руками к гидроксиду калия! Едко!

Методика работы

В фарфоровом тигле или чашке расплавляют 8 мас. ч. гидроксида калия и в расплав отдельными порциями при перемешивании вносят 3 мас. ч. оксида олова (IV). Массу некоторое время выдерживают в расплавленном состоянии, затем охлаждают и растворяют в небольшом количестве горячей воды. Раствор фильтруют. Фильтрат помещают для кристаллизации в эксикатор над серной кислотой.

Уравнение реакции:



манганат калия (KK_2MnO_4)

Реактивы: перманганат калия KMnO_4 , гидроксид калия KOH 60%-й и 1 н. растворы.

Методика работы

В коническую колбу помещают перманганат калия и добавляют 3-кратный избыток 60%-го раствора гидроксида калия. Выкипающую воду возмещают приливанием. После того как раствор приобретает зеленую окраску, его сильно охлаждают. Темно-зеленые кристаллы отфильтровывают под вакуумом, промывают небольшим количеством холодного 1 н. раствора гидроксида калия и высушивают в эксикаторе над серной кислотой или оксидом фосфора (V).



На воздухе сухая соль относительно устойчива.

Уравнение реакции:



бромат калия (KBrO_3)

Реактивы: гидроксид калия KOH , бромная вода $\text{Br}_2/\text{H}_2\text{O}$.



С бромной водой работать в вытяжном шкафу!

Методика работы

Навеску гидроксида калия растворяют в конической колбе в равном количестве воды. Колбу соединяют с капельной воронкой, в которую наливают бромную воду и по каплям (*из закрытой капельной воронки*) при взбалтывании прибавляют бромную воду.

При небольшом избытке брома раствор окрашен в желтый цвет. Его кипятят, охлаждают и выпавшую соль, состоящую из бромата калия с примесью бромида, отсасывают под вакуумом. Влажную соль для очистки растворяют в кипящей воде, взятой в двойном количестве от массы гидроксида калия. После охлаждения перекристаллизованную соль отфильтровывают, промывают один раз небольшим количеством холодной воды и высушивают.



На воздухе бромат калия устойчив.

Уравнение реакции:



Йодид калия (KI)

Реактивы: йод кристаллический I_2 , карбонат калия K_2CO_3 , опилки железные Fe .

Методика работы

В коническую колбу помещают 3 г порошкообразного железа и 20 мл воды. К смеси отдельными порциями при взбалтывании добавляют 10 г йода. Раствор кипятят и к горячему раствору

приливают 5 г карбоната калия, растворенного в 20 мл воды. Раствор кипятят (до окисления железа), через некоторое время отфильтровывают небольшую пробу и испытывают ее на наличие ионов железа. При их отсутствии в горячий раствор прибавляют еще некоторое количество карбоната калия. Полноту осаждения также контролируют по значению pH раствора (карбонат калия прибавляют до слабощелочной реакции). Выпавший осадок гидроксида железа

(II) отфильтровывают, промывают 1–2 раза водой и фильтрат выпаривают до выпадения осадка йодида калия. Раствор охлаждают, осадок йодида калия отсасывают и высушивают между листами фильтровальной бумаги или в сушильном шкафу.

! Йодид калия на воздухе устойчив.

Уравнения реакций:



Трийодид калия (K₃I₃)

| **Реактивы:** йодид калия KI, йод кристаллический I₂.

Методика работы

В насыщенный при 25–30 °С раствор йодида калия добавляют при взбалтывании йод до насыщения. Затем смесь охлаждают до 0 °С. Выпавшие темно-бурые призматические кристаллы KI₃·H₂O отсасывают через стеклянную воронку со впаянным фарфором фильтром, сушат между листами фильтровальной бумаги и сразу же переносят в склянку с притертой пробкой или запаивают.

! Если при охлаждении кристаллы не выпадают, раствор для концентрирования помещают в эксикатор с серной кислотой.

Уравнение реакции:



Йодид меди (♦♦) (Cu♦♦♦♦)

Реактивы: пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, йодид калия KI, тиосульфат натрия $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

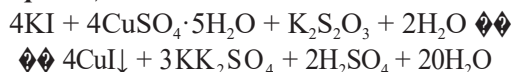
Методика работы

В термостойкий химический стакан емкостью 100 мл вносят 10,00 г пентагидрата сульфата меди (II) и добавляют 20 мл воды, растворяют кристаллы в воде при умеренном нагревании, затем охлаждают полученный раствор на воздухе. В других химических стаканах емкостью 100 мл готовят растворы: а) йодида калия (6,60 г соли и 10 мл воды); б) тиосульфата натрия (9,80 г соли и 20 мл воды).

К раствору сульфата меди (II) при интенсивном перемешивании приливают сначала раствор йодида калия, а затем раствор тио- сульфата натрия.

Полученной суспензии дают отстояться в течение 15 минут, после чего осадок йодида меди (I) отделяют от раствора вакуумным фильтрованием, промывают на фильтре водой и высушивают при 45–50 °С.

Уравнение реакции:



Гидроксокарбонат меди (♦♦) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ♦♦

Реактивы: пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, карбонат натрия Na_2CO_3 , спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



Работу со спиртом выполняют **под тягой!**

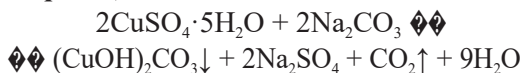
Методика работы

К водному 5–10%-му раствору сульфата (нитрата или ацетата) меди (II) приливают при комнатной температуре

ЭКВИВАЛЕНТНОЕ

количество карбоната натрия или калия. При расчете необходимо учесть наличие кристаллизационной воды. Выпавший зеленовато-синий осадок состоит из основных солей переменного состава. При многочасовом стоянии под раствором осадок постепенно превращается в мелкокристаллическую соль. Осадок отфильтровывают, промывают водой, спиртом и высушивают.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ МЕТАЛЛОВ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Нитрат кальция ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) тетрагидрат нитрата кальция ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: карбонат кальция (мрамор) CaCO_3 , кислота азотная HNO_3 15–20%-й раствор.



С азотной кислотой работать под тягой!

Методика работы

Мрамор растворяют в 15–20%-ной азотной кислоте, которую берут в недостатке, раствор нагревают. Жидкость сливают с мрамора и фильтруют. Фильтрат частично выпаривают до полного испарения жидкости, охлаждают и помещают в эксикатор над серной кислотой. Ниже 44°C кристаллизуется тетрагидрат. Его высушивают между листами фильтровальной бумаги и хранят в хорошо закрытой склянке. Кристаллогидрат высушивают при 200°C в муфельной печи, получая безводную соль.

Уравнение реакции:



Гексагидрат хлорида стронция ($\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: карбонат стронция SrCO_3 , кислота соляная HCl (разб.).



Вследствие выделения оксидов азота **опыт проводят в вытяжном шкафу!**

Методика работы

К чистому карбонату стронция прибавляют в некотором недостатке разбавленную соляную кислоту. Раствор выпаривают в фарфоровой чашке досуха и готовят из сухого остатка при $45\text{--}50^\circ\text{C}$ насыщенный раствор хлорида стронция. Раствор профильтровывают с использованием воронки для горячего фильтрования.

При охлаждении выпадает гексагидрат стронция в виде бесцветных кристаллов. Выше 60°C кристаллизуется соль с двумя молекулами воды.



Гексагидрат во влажном воздухе расплывается.

Хранить его следует в плотно закрытой склянке или запаянной ампуле.

Уравнение реакции:



Нитрат бария ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$)

Реактивы: хлорид бария BaCl_2 , нитрат натрия NaNO_3 .

Методика работы

В термостойких химических стаканах на 100 мл готовят 30%-ный раствор дигидрата хлорида бария и 50%-й раствор нитрата натрия. Растворение солей ведут при нагревании. Горячий раствор нитрата натрия вносят в стакан с горячим раствором

хлорида бария и охлаждают смесь до комнатной температуры.
Выпавшие

кристаллы нитрата бария отделяют от маточного раствора вакуумным фильтрованием и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Карбонат бария (BaCO_3)

Реактивы: декагидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, нитрат бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Методика работы

В термостойком химическом стакане на 100 мл готовят 20%-й раствор декагидрата карбоната натрия при нагревании. В другом стакане емкостью 250 мл готовят 10%-й раствор нитрата бария.

К раствору карбоната натрия не охлаждая его, приливают при перемешивании раствор нитрата бария. Смесь еще раз энергично перемешивают и дают осадку карбоната бария отстояться.

После отстаивания раствор сливают, а осадок промывают декантацией горячей водой. Затем отделяют осадок от маточного раствора вакуумным фильтрованием и высушивают продукт в сушильном шкафу при 100 °С.

Уравнение реакции:



хромат бария (BaCrO_4) 1-й способ

Реактивы: хлорид бария BaCl_2 , хромат калия K_2CrO_4 .

Методика работы

В термостойких химических стаканах на 50–100 мл готовят 15%-е растворы хлорида бария и хромата калия.

Полученные растворы смешивают. Образовавшийся осадок отфильтровывают под вакуумом и сушат в сушильном шкафу при 120–150 °С 15–20 минут.

Уравнение реакции:



хромат бария (BaCrO_4) 2-й способ

Реактивы: дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, карбонат натрия Na_2CO_3 , кислота уксусная CH_3COOH конц., дигидрат хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.



С концентрированной уксусной кислотой **работать под тягой!**

Методика работы

В термостойком химическом стакане емкостью 250 мл готовят 15%-й раствор дихромата калия при нагревании до 80 °С.

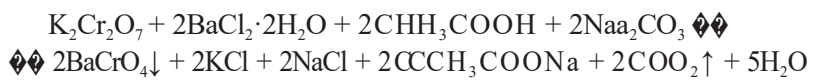
Не охлаждая раствор дихромата калия, добавляют к нему порциями при перемешивании сухой карбонат натрия до слабощелочной реакции раствора по фенолфталеину (*слабо-розовая окраска при внесении в реакцию одну каплю раствора индикатора*). Не охлаждая смеси, отфильтровывают ее через складчатый фильтр. Фильтрат, очищенный от механических примесей, нагревают до 80 °С, добавляют 1 мл концентрированной уксусной кислоты (ω 70 %).

В другом стакане готовят 30%-й раствор дигидрата хлорида бария и также нагревают его, а потом отделяют от механических примесей фильтрованием.

Вносят горячий (80 °С) раствор хлорида бария в стакан с горячим (80 °С) раствором, полученным в результате обработки дихромата калия карбонатом натрия и уксусной кислотой (*обратите внимание на цвет выпавшего осадка*).

Полученную реакцию смесь нагревают в течение 30 минут. Затем отделяют осадок от маточного раствора вакуумным фильтрованием и высушивают продукт в сушильном шкафу при 100 °С.

Уравнение реакции:



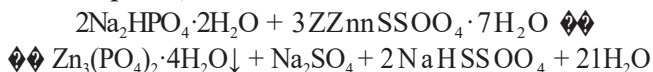
Тетрагидрат ортофосфата цинка ($\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: дигидрат гидроортофосфата натрия $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, гептагидрат сульфата цинка $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, хлорид бария BaCl_2 , кислота соляная HCl (разб.).

Методика работы

В термостойких химических стаканах готовят 25%-й раствор дигидрата гидроортофосфата натрия в 100 мл воды и 15%-й раствор гептагидрата сульфата цинка. Затем эти растворы сливают. Выпавший осадок тетрагидрата ортофосфата цинка отфильтровывают, промывают небольшим количеством горячей воды до исчезновения в промывных водах SO_4^{2-} (проба с соляной кислотой и хлоридом бария).

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ МЕТАЛЛОВ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Октагидрат сульфата алюминия ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: алюминий Al (мелкодисперсный порошок), кислота серная H_2SO_4 10%-й раствор.

Методика работы

К 1 мас. ч. порошкообразного алюминия приливают 40 мас. ч. 10%-го раствора серной кислоты. Раствор кипятят 4–5 часов в колбе с обратным холодильником, отфильтровывают от нерастворившегося алюминия и примесей, немного подкисляют 10%-м раствором серной кислоты, упаривают до $\frac{2}{3}$ первоначального объема и охлаждают до 10°C , при этом выпадает восемнадцативодный кристалло-

гидрат (октагидрат). Выпавшие бесцветные кристаллы отсасывают и сушат между листами фильтровальной бумаги.

- ! 1. Растворение алюминия в разбавленной серной кислоте идет медленно, поэтому нужно брать мелкий порошок алюминия.
- 2. Если на выполнение синтеза отводится менее 4–5 часов то кипячение можно вести 1–1,5 часа.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ МЕТАЛЛОВ ♦♦♦ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Сульфид свинца (♦♦) (PbS ♦♦))

Реактивы: ацетат свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, гидроксид натрия NaOH (конц. раствор), тиомочевина $\text{CS}(\text{NH}_2)_2$.

Методика работы

В 100 мл воды растворяют 7,5 г ацетата свинца и добавляют по каплям при взбалтывании концентрированный раствор гидроксида натрия до растворения выпавшего гидроксида свинца (II). К этому раствору приливают раствор 1,7 г тиомочевины в 100 мл воды. Смесь при помешивании медленно нагревают и кипятят в течение нескольких минут до выпадения осадка. Черный кристаллический осадок сульфида свинца (II) отфильтровывают, промывают холодной водой и высушивают при температуре 50–60 °C в сушильном шкафу или на воздухе.

- ! На воздухе сульфид свинца (II) устойчив.
-

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ ЭЛЕМЕНТОВ $\diamond\diamond$ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

ДИГИДРООРТОФOSФАТ АММОНИЯ ($\text{NNHN}_4\text{H}_2\text{PO}_4$) $\ddagger\ddagger$

Реактивы: фосфорная кислота H_3PO_4 10%-й раствор, гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 10%-й раствор.



С раствором аммиака **работать под тягой!**

Методика работы

В химический стакан наливают раствор аммиака и добавляют при охлаждении малыми порциями раствор фосфорной кислоты. Кислоту добавляют до тех пор, пока раствор не перестанет давать с хлоридом бария осадок фосфата. Полученный раствор нагревают на электроплитке до начала кристаллизации. Выпавшие после охлаждения прозрачные кристаллы соли отжимают между листами фильтровальной бумаги и сушат на воздухе.

Уравнение реакции:



ХРОМАТ АММОНИЯ (NNHN_4) $\ddagger_2\text{CrO}_4$) $\ddagger\ddagger$

Реактивы: оксид хрома (VI) CrO_3 , гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 10%-й раствор.



С раствором аммиака **работать под тягой!**

Методика работы

В термостойком химическом стакане готовят 50%-й водный раствор оксида хрома (VI) и приливают к нему при перемешивании отдельными порциями раствор аммиака до сильного запаха

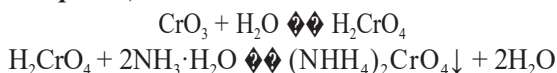
и появления желтой окраски. Раствор выпаривают до полного ис-

парения жидкости, осадок хромата аммония отфильтровывают, промывают один раз холодной водой и высушивают в сушильном шкафу при 50–60 °С.



На воздухе хромат аммония устойчив.

Уравнение реакции:



дихромат аммония ((NNHH₄)₂Cr₂O₇)

Реактивы: оксид хрома (VI) CrO₃, хромат аммония (NH₄)₂CrO₄.



С раствором аммиака **работать под тягой!**

Методика работы

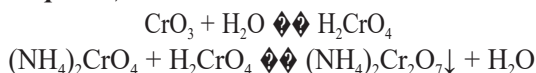
В термостойких химических стаканах готовят при нагревании насыщенные растворы хромата аммония и оксида хрома (VI). Растворы сливают вместе, а затем выпаривают. Полученный красно-коричневый порошок охлаждают и отфильтровывают.

Дихромат аммония обладает большой растворимостью в горячей воде. Поэтому если соль не выпадает при охлаждении, раствор снова немного выпаривают и опять охлаждают. Промыв осадок один раз холодной водой, его высушивают при 40–50 °С. На воздухе дихромат аммония устойчив.



Выпаривание раствора производят до окончательного испарения жидкости.

Уравнение реакции:



Сульфат висмута (♦♦♦) ($\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ ♦♦)

Реактивы: оксид висмута (III) Bi_2O_3 , кислота серная разбавленный раствор (1:1) H_2SO_4 , спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Методика работы

Оксид висмута (III) растворяют при нагревании в разбавленной (1:1) серной кислоте. Раствор отфильтровывают от нерастворившегося оксида висмута (III) и выпаривают до начала кристаллизации соли.

Выпавшие бесцветные кристаллы сульфата висмута (III) отфильтровывают через фильтр с пористой стеклянной пластинкой, промывают спиртом и высушивают при 60–70 °С.

Уравнение реакции:



Ортофосфат висмута (♦♦♦) (BiPO_4 ♦♦)

Реактивы: гидроортофосфат динатрия Na_2HPO_4 , кислота азотная HNO_3 20%-й раствор, нитрат висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$.



С концентрированной азотной кислотой **работать под тягой!**

Методика работы

В воде, сильно подкисленной азотной кислотой ($\text{pH} \approx 1$), готовят насыщенный раствор нитрата висмута и к нему добавляют насыщенный раствор гидроортофосфата натрия.

Выпавший осадок отфильтровывают, промывают водой и высушивают в сушильном шкафу при 50–60 °С.

! Отсутствие осадка указывает на то, что раствор был сильно подкислен. В этом случае к нему следует добавить воды, нагреть и оставить кристаллизаться. На воздухе фосфат висмута (III) устойчив.

Уравнение реакции:



**ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ МЕТАЛЛОВ ГРУППЫ
ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ**

Карбонат кобальта (II) (CoCO_3)

Реактивы: гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , гексагидрат нитрата кобальта (II) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Методика работы

В термостойком химическом стакане емкостью 100 мл готовят 10%-й раствор гидрокарбоната натрия.

В конической колбе, снабженной пробкой, готовят 20 мл 50%-го раствора гексагидрата нитрата кобальта (II). Кристаллы растворяют в воде, встряхивая колбу, закрытую пробкой.

Затем к раствору нитрата кобальта (II) приливают раствор гидрокарбоната натрия, закрывают колбу пробкой и встряхивают в течение 10 минут.

Выпавший осадок карбоната кобальта (II) отделяют от раствора вакуумным фильтрованием и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Гексагидрат сульфата кобальта (II) ($\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)

Реактивы: карбонат кобальта (II) CoCO_3 , кислота серная (1:5) H_2SO_4 .

Методика работы

Карбонат кобальта (II) растворяют до насыщения в разбавленной серной кислоте (1:5). Раствор нагревают и отфильтровывают

OT

нерастворившегося карбоната. Фильтрат немного подкисляют серной кислотой, выпаривают при 40 °С и охлаждают. Выпавшие кристаллы гексагидрата отфильтровывают, высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Карбонат никеля (♦♦) (NiCO_3 ♦♦)

Реактивы: хлорид никеля NiCl_2 или нитрат никеля $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, гидрокарбонат натрия NaHCO_3 .

Методика работы

К разбавленному теплomu раствору хлорида никеля приливают в избытке теплый раствор гидрокарбоната натрия. Выпавший осадок карбоната никеля тщательно промывают водой, отфильтровывают под вакуумом и высушивают в сушильном шкафу при 40–50 °С в течение 1 часа.

Уравнение реакции:



Гидроксокарбонат никеля (♦♦) ($(\text{NiOH})\text{CO}_3$ ♦♦)

Реактивы: нитрат никеля $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, карбонат натрия Na_2CO_3 .

Методика работы

В термостойком химическом стакане готовят 20%-й раствор карбоната натрия, взяв для этого 5 г соли и нагревают до кипения.

В другом стакане готовят 33,3%-й раствор нитрата никеля (II), взяв для этого 5 г соли и растворив ее при нагревании. Раствор соли никеля постепенно вливают в раствор карбоната натрия.

Выпавший осадок фильтруют под вакуумом и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ ДВОЙНЫХ СОЛЕЙ

Карбонат калия-натрия (KNaCO_3)

| **Реактивы:** карбонат калия K_2CO_3 , карбонат натрия Na_2CO_3 .

Методика работы

В термостойком химическом стакане смешивают 20,0 г карбоната натрия с 13,5 г карбоната калия. Смесь растворяют в 45–50 мл воды, нагревают до кипения при помешивании. Горячий раствор фильтруют и упаривают на водяной бане до густой массы. При охлаждении выпавшие кристаллы отсасывают на воронке Бюхнера и сушат на воздухе при 80–90 °С.

Уравнение реакции:



хлорид калия-кадмия (KCdCl_3)

| **Реактивы:** хлорид калия KCl , хлорид кадмия CdCl_2 .

Методика работы

В термостойких химических стаканах готовят насыщенные растворы хлоридов калия и кадмия, сливают их и охлаждают до 36,5 °С. При этом выпадает безводная соль хлорида калия-кадмия, ее фильтруют на воронке для горячего фильтрования при температуре выше 36,5 °С.

! На воздухе соль устойчива.

Уравнение реакции:



Сульфат никеля-аммония ($\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)

Реактивы: гептагидрат сульфата никеля $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Методика работы

В термостойких химических стаканах готовят теплые насыщенные растворы сульфата аммония и сульфата никеля. Растворы соединяют, оставляют для кристаллизации в фарфоровой чашке на воздухе или в эксикаторе над серной кислотой. Выпавший кристаллический осадок отфильтровывают на воронке Бюхнера, промывают небольшим количеством холодной воды и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Сульфат цинка-аммония ($\text{ZnSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)

Реактивы: гептагидрат сульфата цинка $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Методика работы

В термостойких химических стаканах готовят насыщенные растворы сульфата аммония и сульфата цинка. Растворы соединяют. Если необходимо, фильтруют через воронку горячего фильтрования, фильтрат охлаждают. Выделившийся осадок двойной соли отфильтровывают и сушат между листами фильтровальной бумаги.

Уравнение реакции:



додекагидрат сульфата алюминия-аммония ($\text{AlNH}_4(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$)

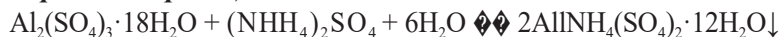
Реактивы: октадекагидрат сульфата алюминия
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Методика работы

В термостойком химическом стакане емкостью 100 мл готовят 30%-й раствор октадекагидрата сульфата алюминия, кристаллы растворяют в воде при нагревании. В другом стакане готовят 20%-й раствор сульфата аммония, раствор нагревают (*не кипятить!*). Оба приготовленных раствора, не охлаждая, отфильтровывают через складчатые фильтры для удаления механических примесей. После этого смешивают полученные растворы в фарфоровой чашке и упаривают смесь на водяной бане до появления на поверхности жидкости пленки кристаллов. Затем смесь охлаждают.

Выпавшие при охлаждении кристаллы отделяют от маточного раствора вакуумным фильтрованием. Высушивают продукт на воздухе.

Уравнение реакции:



СИНТЕЗ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Оборудование: бумага фильтровальная, весы электрические, воронка Бюхнера, колба Бунзена, колба коническая, кристаллизатор, насос водоструйный, палочка стеклянная, печь муфельная, пробирка мерная, стакан химический термостойкий, термометр, тигель фарфоровый, чашка фарфоровая, цилиндр мерный, шпатель, щипцы тигельные, эксикатор, электроплитка.

ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ МЕТАЛЛОВ Группы ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Сульфат тетрааммин меди (♦♦) ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$)

Реактивы: пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.), спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



С раствором аммиака **работать под тягой!**

Методика работы

2 г пентагидрата сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ растворяют в смеси 3 мл концентрированного раствора аммиака и 2 мл воды. Раствор профильтровывают, прибавляют к нему 5–6 мл этанола и охлаждают смесь. Темно-синий кристаллический осадок отфильтровывают, промывают этиловым спиртом и высушивают в сушильном шкафу в течение 1 часа при 50–60 °С.



На воздухе соль устойчива, при 120 °С разлагается.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ МЕТАЛЛОВ ♦♦♦ Группы ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Гексагидроксоплюмбат (♦♦♦) калия $(K_2[Pb(OH)_6])♦♦♦$

Реактивы: гидроксид калия KOH, оксид свинца (IV) PbO_2 , этанол C_2H_5OH .

Методика работы

В фарфоровом (серебряном или никелевом) тигле или чашке при нагревании растворяют 50 г гидроксида калия в 50 мл воды. В горячий раствор отдельными порциями при помешивании и нагревании вносят оксид свинца (IV) до прекращения его растворения в щелочи.

Растворение идет быстрее, когда используется свежеприготовленный влажный оксид свинца (IV). Нужно следить, чтобы вода не выкипала, поэтому ее постоянно добавляют. К полученной смеси приливают небольшое количество воды для растворения осадка плюмбата и раствор фильтруют. Для кристаллизации его помещают в эксикатор над серной кислотой. Выпавший бесцветный порошок отсасывают, промывают абсолютным спиртом и высушивают между листами фильтровальной бумаги. Желтоватая окраска указывает на примесь плюмбата свинца, который может образоваться за счет высокой температуры раствора.

! Гексагидроксоплюмбат (IV) калия $K_2[Pb(OH)_6]$ легко разлагается оксидом углерода (IV), поэтому хранить его следует в хорошо закрытой склянке или в запаянной ампуле.

Уравнение реакции:



ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ МЕТАЛЛОВ ♦♦♦♦♦ Группы ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Гексацианоферрат (♦♦) водорода $\text{H}_4\text{Fe}((\text{SCN})_6)$
(железистосинеродистая кислота)

Реактивы: гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, кислота соляная HCl (конц.), эфир диэтиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$, спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



Опыт проводят в вытяжном шкафу!

Методика работы

К раствору 4,2 г гексацианоферрата (II) калия в 35 мл воды прибавляют 10 мл концентрированной соляной кислоты. Выделившийся осадок хлорида калия растворяют добавлением небольшого количества воды. Затем добавляют 5 мл эфира. Выделившееся эфирное соединение через несколько часов отфильтровывают под вакуумом, промывают раствором разбавленной соляной кислоты, содержащей эфир. Осадок растворяют в 5 мл спирта, отфильтровывают от нерастворившегося хлорида калия и в фильтрат добавляют 5 мл эфира. Осадок отфильтровывают, помещают в колбу и нагревают до 40–50 °С, отсасывают водоструйным насосом, высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Гексабензоат железа (♦♦♦) $(\text{Fe}(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH})_6)(\text{OH})_3$

Реактивы: хлорид железа (III) FeCl_3 5%-й раствор, бензоат натрия $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ насыщенный раствор.

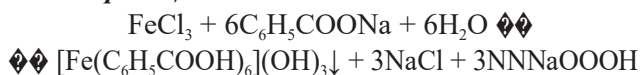
Методика работы

К 5%-му раствору хлорида железа (III) приливают насыщенный

раствор бензоата натрия. Выпавший осадок промывают
небольшим

количеством холодной воды фильтруют на воронке Бюхнера и сушат на воздухе.

Уравнение реакции:



Гексанитрокобальтат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

Реактивы: нитрат кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, нитрит натрия NaNO_2 , пероксид водорода H_2O_2 3%-й раствор, кислота уксусная CH_3COOH 50%-й раствор, спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



Опыт проводят в вытяжном шкафу!

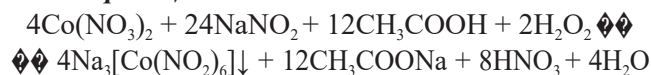
Методика работы

Растворяют 150 г нитрита натрия в 150 мл воды при нагревании и к остывшему до 40–50 °С раствору добавляют 50 г нитрата кобальта. Затем при непрерывном помешивании приливают небольшими порциями 50 мл 50%-го раствора уксусной кислоты (*тяга!*) и добавляют 1 мл 3%-го раствора пероксида водорода.

Если исходный нитрит натрия был загрязнен калиевой солью, то при окислении из раствора осаждается гексанитрокобальтат (III) калия желтого цвета. Отстоявшийся раствор сливают через фильтр, желтый осадок отбрасывают.

Затем к фильтрату прибавляют при непрерывном перемешивании 35 мл 96%-го спирта. При этом выпадает желтый осадок – гексанитрокобальтат (III) натрия. Осадок отфильтровывают, промывают 2–3 раза небольшими порциями спирта и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



Сульфат гексаамминкобальта (II) ($\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{SO}_4$)

Реактивы: гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц., 25%-й раствор), гептагидрат сульфата кобальта (II) $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.



С раствором аммиака **работать под тягой!**

Методика работы

Для получения безводной соли гептагидрат сульфата кобальта (II) прокаливают при 400 °С в течение часа. К безводному сульфату кобальта (II) приливают концентрированный раствор аммиака до образования желтого осадка сульфата гексаамминкобальта (II). Осадок отфильтровывают, сушат на воздухе.

Уравнение реакции:



хлорид хлоропентаамминкобальта (II) ($\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_2$) (пурпуреосоль)

Реактивы: гексагидрат хлорид кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, хлорид аммония NH_4Cl , гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.), пероксид водорода H_2O_2 (конц.), кислота соляная HCl (конц.), спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



Работу проводят в вытяжном шкафу!

Методика работы

В коническую колбу емкостью 100 мл вносят 5,0 г гексагидрата хлорида кобальта (II), 7,0 г хлорида аммония и 7 мл воды. Кристаллы реагентов растворяют в воде при слабом нагревании. К реакционной смеси добавляют 25 мл концентрированного (ω 25 %) водного раствора аммиака, а

затем по каплям при непрерывном пе-

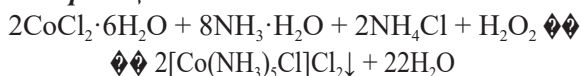
ремешивании 7 мл концентрированного (ω 30 %) водного раствора пероксида водорода.

Окисление кобальта (II) до кобальта (III) под действием пероксида водорода с образованием катиона хлоропентаамминкобальта $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$ считают законченным, когда раствор приобретет пурпурно-красный цвет, а разложение избытка пероксида водорода с выделением газообразного кислорода прекратится.

После этого проводят нейтрализацию избытка аммиака, добавляя по каплям 35 мл концентрированной соляной кислоты. Раствор нагревают до кипения, а затем охлаждают льдом. Выпавшие кристаллы отделяют от раствора вакуумным фильтрованием.

Очистку комплексной соли проводят путем перекристаллизации. Для этого кристаллы продукта на фильтре растворяют в горячем разбавленном (ω 2 %) водном растворе аммиака. К полученному раствору добавляют по каплям концентрированную соляную кислоту до сильнокислотной реакции среды ($\text{pH} < 3$, контроль по универсальной индикаторной бумаге) и нагревают при температуре кипения в течение 15 минут. Затем охлаждают раствор в колбе проточной водой. Выделившиеся кристаллы продукта отделяют от маточного раствора вакуумным фильтрованием, дважды промывая на фильтре водой, охлажденной льдом, и этанолом, а затем высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



хлорид гексамминкобальта (III) $([\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+})\text{Cl}_3^-$

Реактивы: гексагидрат хлорид кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, хлорид аммония NH_4Cl , гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.), кислота соляная (ω 1,19 г/см³), спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (разб. и 96%-й раствор), уголь активированный, пероксид водорода H_2O_2 3%-й раствор.



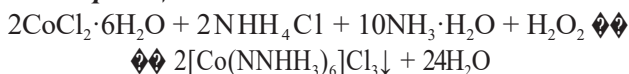
Опыт проводят в **вытяжном шкафу!**

Методика работы

4,8 г гексагидрата хлорида кобальта и 3,2 г хлорида аммония растворяют при небольшом нагревании в 8–10 мл воды и к раствору добавляют 0,75 г растертого в порошок активированного угля и 10 мл концентрированного раствора аммиака. Затем через смесь пропускают слабый ток воздуха в течение 1–2 часов до появления желто-бурой окраски.

Для окисления кобальта также можно применить 3%-й раствор пероксида водорода прилив его отдельными порциями смесь из расчета: на 2 моль хлорида кобальта берут 1 моль пероксида водорода. Выпавший осадок отфильтровывают вместе с углем, переносят в чашку, добавляют 10 мл воды и кипятят до удаления основной массы аммиака. Затем к смеси приливают 5 мл соляной кислоты, все нагревают и горячий раствор отфильтровывают от угля. К фильтрату добавляют 400 мл соляной кислоты (плотность 1,19 г/см³) и охлаждают до 0 °С. Осадок отфильтровывают, промывают сначала небольшими порциями разбавленного, а затем 96%-го спирта и высушивают при 60–70 °С в сушильном шкафу.

Уравнение реакции:



хлорид гексаамминникеля (II) $\text{Ni}((\text{NH}_3)_6)\text{Cl}_2$

Реактивы: хлорид никеля (II) NiCl_2 , гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц., 25%-й раствор).



С раствором аммиака работать под тягой!

Методика работы

К концентрированному раствору хлорида никеля приливают в избытке концентрированный раствор аммиака до растворения гидроксида никеля. Раствор профильтровывают и к фильтрату до-

бавляют отдельными порциями при взбалтывании концентриро-

ванный раствор аммиака, насыщенный хлоридом аммония. Через некоторое время сине-фиолетовый осадок отфильтровывают, промывают небольшим количеством концентрированного аммиака. Соль сушат между листами фильтровальной бумаги.

Уравнение реакции:



хлорид дигидразинникеля ($\text{Ni}((\text{N}_2\text{H}_4)_2\text{Cl}_2)$)

Реактивы: хлорид гидразина $2\text{N}_2\text{H}_4 \cdot 2\text{HCl}$, хлорид никеля (II) NiCl_2 .

Методика работы

В термостойких химических стаканах готовят насыщенные растворы хлорида никеля и хлорида гидразина. Растворы сливают и помещают в эксикатор над хлоридом кальция до образования кристаллического осадка. Осадок фильтруют, промывают один раз небольшим количеством холодной воды и высушивают на воздухе.

Уравнение реакции:



бромид гексаамминникеля ($\text{Ni}((\text{NH}_3)_6\text{Br}_2)$)

Реактивы: хлорид никеля (II) NiCl_2 , гидроксид аммония (раствор аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц., 25%-й раствор), бромид аммония NH_4Br , спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, эфир диэтиловый $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$.



С раствором аммиака, этиловым спиртом и диэтиловым эфиром работать под тягой!

Методика работы

5 г хлорида никеля растворяют в минимальном количестве воды и к раствору прибавляют при взбалтывании концентрированный

раствор аммиака. Вначале выпадает гидроксид никеля (II), который затем растворяется в избытке аммиака.

Раствор профильтровывают для удаления следов других гидроксидов и к фильтрату прибавляют примерно равный объем теплого насыщенного раствора бромида аммония. Бромид гексаммин- никеля выпадает в осадок постепенно.

Через час мелкокристаллический осадок отфильтровывают, промывают спиртом, эфиром и высушивают на воздухе или в эксикаторе.

Уравнение реакции:



СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Учебники и учебные пособия

1. *Ахметов, Н. С.* Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 2009. – 681 с.
2. *Карапетьянц, М. Х.* Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – 3-е изд., стер. – М. : Химия, 1994. – 588 с.
3. *Ключников, Н. Г.* Неорганический синтез : учеб. пособие / Н. Г. Ключников. – 2-е изд., перераб. – М. : Просвещение, 1988. – 240 с.
4. *Павлов, Н. Н.* Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / Н. Н. Павлов. – М. : Дрофа, 2002. – 447 с.
5. *Якимов, М. А.* Основы неорганического синтеза : учеб. пособие / М. А. Якимов. – Л. : ЛГУ, 1978. – 136 с.

2. Практикумы и методики экспериментальных работ

1. *Ключников, Н. Г.* Практикум по неорганическому синтезу / Н. Г. Ключников. – М. : Просвещение, 1979. – 265 с.
2. *Леснова, Е. В.* Практикум по неорганическому синтезу / учеб. пособие для хим. технол. техникумов / Е. В. Леснова, О. А. Вишнякова. – 3-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 1986. – 192 с., ил.
3. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие / Л. В. Бабич, С. А. Балезин, Ф. Б. Гликина [и др.]. – 4-е изд., перераб. – М. : Просвещение, 1991. – 320 с.
4. Руководство по неорганическому синтезу: в 6 т. : пер. с нем. / под ред. Г. Брауэра. – М. : Мир, 1986., ил.
5. Руководство по неорганическому синтезу: учеб. для студентов вузов / И. Г. Горичев, Б. Е. Зайцев, Н. А. Киприянов [и др.]. – М. : Химия, 1997. – 320 с. : ил.

3. Электронные образовательные ресурсы

1. АЛХИМИК: [сайт Л. Ю. Аликберовой]. – URL: <http://www.alhimik.ru> (дата обращения: 12.02.2019).
2. Виртуальная химическая библиотека. Ссылки на

химические ресурсы Сети. – URL:
<http://www.chem.ucla.edu/chempointers.html> (дата обращения:
12.02.2019).

3. Галерея химического искусства. Эффектное собрание визуализированных изображений и анимации в химии. – URL: [hтп://www.csc.fi/lul/chem/graphics.hтml](http://www.csc.fi/lul/chem/graphics.html) (дата обращения: 12.02.2019).

4. Занимательная химия: все о металлах. – URL: [hтп://all-metals.narod.ru](http://all-metals.narod.ru) (дата обращения: 12.02.2019).

5. Коллекция «Естественнонаучные эксперименты»: химия. – URL: [hтп://experiment.edu.ru](http://experiment.edu.ru) (дата обращения: 12.02.2019).

6. Мир химии. – URL: [hтп://chem.km.ru](http://chem.km.ru) (дата обращения: 12.02.2019).

7. Основы химии : [образовательный сайт для школьников и студентов]. – URL: [hтtp://www.hemi.nsu.ru](http://www.hemi.nsu.ru) (дата обращения: 12.02.2019).

8. Химические журналы. – URL: [hтп://www.beacade.pair.com/journals.hтml](http://www.beacade.pair.com/journals.html) (дата обращения: 12.02.2019).

9. Химия для всех: иллюстрированные материалы по общей, органической и неорганической химии. – URL: [hтп://school-second.org.relarn.ru/nsm](http://school-second.org.relarn.ru/nsm) (дата обращения: 12.02.2019).

10. Электронная библиотека по химии и технике. – URL: [hтп://rushim.ru/books/books.hтm](http://rushim.ru/books/books.htm) (дата обращения: 12.02.2019).

11. Электронный справочник по химии. – URL: [hтп://acad.nsa.edu/chemne/chem.hтml](http://acad.nsa.edu/chemne/chem.html) (дата обращения: 12.02.2019).

12. ChemNe: портал фундаментального химического образования. – URL: [hтп://www.chemne.ru](http://www.chemne.ru) (дата обращения: 12.02.2019).

13. WebElements: онлайн-справочник химических элементов. – URL: [hтп://webelements.narod.ru](http://webelements.narod.ru) (дата обращения: 12.02.2019).

4. Справочники, энциклопедии

1. *Артеменко, А. И.* Справочное руководство по химии / А. И. Артеменко, В. А. Малеванный, И. В. Тикунова. – М. : Высш. шк., 2001. – 366 с.

2. *Карякин, Ю. В.* Чистые химические вещества / Ю. В. Карякин, И. И. Ангелов. – 4-е изд. – М. : Химия, 1974. – 408 с.

3. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя и А. М. Пономаревой. – Л. : Химия, 1983. – 231 с.

4. *Лурье, Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии / Ю. Ю. Лурье. – М. : Химия, 1979. – 456 с.

5. *Оганесян, Э. Т.* Важнейшие понятия и термины в химии : крат. справ. / Э. Т. . Оганесян – М. : Высш. шк., 1993. – 350 с.
6. *Рабинович, В. А.* Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – Л. : Химия, 1977. – 376 с.
7. Справочник химика : в 7 т. / под ред. Б. П. Никольского. – М. ; Л. : Химия, 1964–1968. – Т. 1–6.
8. Химическая энциклопедия : в 5 т. / гл. ред. И. Л. Кнунянц. – М. : Совет. энцикл., 1988–1998.
9. Химия. Большой энциклопедический словарь / гл. ред. И. Л. Кнунянц. – М. : Науч. изд-во Большая Рос. энцикл., 1998. – 792 с.

5. Сборники задач

1. *Беляева, И. И.* Задачи и упражнения по общей и неорганической химии : учеб. пособие для студентов пед. ин-тов / И. И. Беляева, Е. И. Сутягин, В. Л. Шелепина. – М. : Просвещение, 1989. – 191 с.
2. *Глинка, Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка. – Л., 1988. – 272 с.
3. *Зайцев, О. С.* Познавательные задачи по общей химии / О. С. Зайцев ; под ред. Е. М. Соколовской. – М. : Изд-во МГУ, 1982. – 183 с.
4. *Романцева, Л. М.* Сборник задач и упражнений по общей химии : учеб. пособие для нехим. спец. вузов / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М. : Высш. шк., 1991. – 188 с.
5. *Свиридов, В. В.* Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии : учеб. пособие / В. В. Свиридов, Г. А. Попкович, Г. И. Васильева. – Минск, 1982. – 352 с.

6. Дополнительная литература

1. *Браун, Т.* Химия – в центре наук : в 2 ч. / Т. Браун, Г. Ю. Лемей. – М. : Мир, 1983.
2. *Воскресенский, П. И.* Начала техники лабораторных работ / П. И. Воскресенский. – 2-е изд., испр. – М. : Химия, 1971. – 222 с.
3. *Гликина, Ф. Б.* Химия комплексных соединений : учеб. пособие для хим. фак. пед. ин-тов / Ф. Б. Гликина, Н. Г. Ключников. –

М. : Просвещение, 1972. – 188 с.

4. Дикерсон, Р. Основные законы химии : в 2 т. / пер. с англ. / Р. Дикерсон, Г. Грей, Д. Хейт. – М. : Химия, 1982. – Т. 1. – 652 с.; Т. 2. – 629 с.

5. Зайцев, О. С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции / О. С. Зайцев. – М. : Химия, 1990. – 351 с.

6. Захаров, Л. Н. Техника безопасности в химических лабораториях / Л. Н. Захаров. – Л. : Химия, 1985. – 182 с.

7. Карапетьянц, М. Х. Строение вещества : учеб. пособие для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Высш. шк., 1978. – 304 с.

8. Карапетьянц, М. Х. Введение в теорию химических процессов / М. Х. Карапетьянц. – М. : Высш. шк., 1981. – 333 с.

9. Коттон, Ф. Основы неорганической химии / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. – М. : Мир, 1979. – 680 с.

10. Кудрявцев, А. А. Составление химических уравнений / А. А. Кудрявцев. – М. : Высш. шк., 1979. – 293 с.

11. Кукушкин, Ю. Н. Химия координационных соединений : учеб. пособие для студентов хим. и хим.-техн. спец. вузов / Ю. Н. Кукушкин. – М. : Высш. шк., 1985. – 457 с.

12. Некрасов, Б. В. Основы общей химии : в 2 т. / Б. В. Некрасов. – М. : Химия, 1973. – Т. 1. – 656.; Т. 2. – 688 с.

13. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учеб. / Я. А. Угай. – М. : Высш. шк., 1997. – 527 с.

14. Хьюи, Д. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность / Д. Хьюи. – М. : Химия, 1987. – 696 с.

15. Слейбо, У. Общая химия / У. Слейбо, Т. Парсонс. – М. : Мир, 1979. – 550 с.

пРИЛОЖЕНИЯ

пРИЛОЖЕНИЕ 1

Качественные реакции катионов

Ион	Реактив	Уравнение реакции	Признак реакции
Первая аналитическая группа катионов: Na^+, K^+, NH_4^+			
<i>Групповой реактив:</i> отсутствует			
K^+	Гидроксонитрокобальтат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NOO}_2)_6]$	$2\text{K}^+ + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightleftharpoons \text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \downarrow + 2\text{Na}^+$	Ярко-желтый осадок
Na^+	Дигидроантимонат калия KH_2SbO_4	$\text{Na}^+ + \text{KH}_2\text{SbO}_4 \rightleftharpoons \text{NaH}_2\text{SbO}_4 \downarrow + \text{K}^+$	Белый кристаллический осадок
NH_4^+	OH^-	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Запах аммиака, изменение цвета индикаторной бумаги в парах
Вторая аналитическая группа катионов: Ag^+, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}			
<i>Групповой реактив:</i> HCl (2 н. р-р)			
Ag^+	Cl^-	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl} \downarrow$	Белый осадок
Hg_2^{2+}	OH^-	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{O} \downarrow$	Черный осадок
Pb^{2+}	KI	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{KI} \rightleftharpoons \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{K}^+$	Желтый осадок
Третья аналитическая группа катионов: Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}			
<i>Групповой реактив:</i> H_2SO_4 (2 н. р-р)			
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow$	Белый осадок
Sr^{2+}	SO_4^{2-}	$\text{Sr}^{2+} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{SrSO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$	Белый кристаллический осадок

Ион	Реактив	Уравнение реакции	Признак реакции
Ba ²⁺	CrO ₄ ²⁻	Ba ²⁺ + K ₂ CrO ₄ ⇌ BaCrO ₄ ↓ + 2K ⁺	Желтый кристаллический осадок
Четвертая аналитическая группы катионов: Zn²⁺, Al³⁺, Sn²⁺, Sn⁴⁺, Cr³⁺			
Групповой реактив: избыток конц. NaOH (6 М р-р) + 3% р-р H ₂ O ₂			
Zn ²⁺	OH ⁻	Zn ²⁺ + OH ⁻ ⇌ Zn(OH) ₂ ↓	Белый осадок, растворим в избытке щелочи
	S ²⁻	Zn ²⁺ + S ²⁻ ⇌ ZnS↓	Белый осадок
Al ³⁺	OH ⁻	Al ³⁺ + OH ⁻ ⇌ Al(OH) ₃ ↓	Белый осадок, растворим в избытке щелочи
Sn ²⁺	OH ⁻	Sn ²⁺ + 2OH ⁻ ↔ Sn(OH) ₂	Белый осадок, растворим в кислотах
Sn ⁴⁺	OH ⁻ медленно по каплям	Sn ⁴⁺ + 4OH ⁻ ↔ Sn(OH) ₄ Sn(OH) ₄ + 2OH ⁻ ↔ [Sn(OH) ₆] ²⁻	Сначала образуется белый осадок, потом растворяется
Cr ³⁺	OH ⁻	Cr ³⁺ + 3OH ⁻ ↔ Cr(OH) ₃	Серо-зеленый осадок
Пятая аналитическая группа катионов: Fe²⁺, Fe³⁺, Bi³⁺, Mn²⁺, Mg²⁺			
Групповой реактив: NH ₃ ·H ₂ O (2 н. р-р), избыток			
Fe ²⁺	Гексацианоферрат (III) калия K ₃ [Fe(CN) ₆]	Fe ²⁺ + K ₃ [Fe(CN) ₆] ⇌ Fe[Fe(CN) ₆] ₂ ↓ + K ⁺	Синий осадок «турбулевой сини»
	OH ⁻	Fe ²⁺ + 2OH ⁻ ⇌ Fe(OH) ₂ ↓	Белый хлопьевидный осадок, зеленеет на воздухе
Fe ³⁺	Гексацианоферрат (II) калия K ₄ [Fe(CN) ₆]	4Fe ³⁺ + 3K ₄ [Fe(CN) ₆] ⇌ Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃ ↓ + 12K ⁺	Темно-синий осадок «берлинской лазури»
	OH ⁻	Fe ³⁺ + 3OH ⁻ ⇌ Fe(OH) ₃ ↓	Бурый осадок
Bi ³⁺	Гексацианоферрат (III) калия K ₃ [Fe(CN) ₆]	Bi ³⁺ + K ₃ [Fe(CN) ₆] ⇌ Bi[Fe(CN) ₆] ₃ ↓ + K ⁺	Желто-бурый осадок

Mn ²⁺	Окисление оксидом свинца (IV) PbO ₂ в присутствии азотной кислоты, при нагревании	$2\text{Mn}^{2+} + 5\text{PbO}_2 + 6\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 2\text{HMnO}_4 + 5\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	Малиново-красный раствор
Mg ²⁺	Гидрофосфат натрия Na ₂ HPO ₄	$\text{Mg}^{2+} + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$	Белый кристаллический осадок
	Магнезон I (NO ₂)(C ₆ H ₄) ₂ N ₂ OH		Синий осадок
Шестая аналитическая группа катионов: Co²⁺, Ni²⁺, Cu²⁺, Cd²⁺, Hg²⁺			
Групповой реактив: NH ₃ ·H ₂ O (2 н. р-р), избыток			
Co ²⁺	Роданид аммония NH ₄ SCN или калия KSCN	$\text{Co}^{2+} + \text{NH}_4\text{SCN} \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{SCN})_4](\text{NH}_4)_2$	Синий раствор
Ni ²⁺	Диметилглиоксим C ₄ H ₈ N ₂ O ₂ (реактив Чугаева)	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2 + 2\text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	Розово-красный осадок
Cu ²⁺	OH ⁻	$\text{Cu}^{2+} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$	Голубой осадок
	S ²⁻	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{CuS}\downarrow$	Черный осадок
Cd ²⁺	OH ⁻	$\text{Cd}^{2+} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}^+$	Белый осадок Cd(OH) ₂ , растворим в кислотах
Hg ²⁺	NaOH или KOH	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Hg}(\text{OH})_2\downarrow \rightleftharpoons \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$	Желтый осадок HgO

пРИЛОЖЕНИЕ 2

Качественные реакции анионов

Ион	Реактив	Уравнение реакции	Признак реакции
Первая аналитическая группа анионов: SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CO_3^{2-}, $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, PO_4^{3-}, BO_2^-, AsO_4^{3-}, AsO_3^{3-}, F^-			
Групповой реактив: BaCl_2 (0,5 н р-р) в нейтральной или слабощелочной среде			
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 \downarrow$	Белый кристаллический осадок, не растворим в минеральных кислотах
SO_3^{2-}	Ba^{2+}	$\text{SO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{BaSO}_3 \downarrow$	Белый кристаллический осадок, растворим в разб. HCl и HNO_3 с выделением газа SO_2
	KMnO_4 в кислой среде	$5\text{SO}_3^{2-} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{MnSO}_4 + 5\text{SO}_4^{2-} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	Розовый раствор обесцвечивается
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Ba^{2+}	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{BaS}_2\text{O}_3 \downarrow$ $\text{BaS}_2\text{O}_3 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Белый мелкокристаллический осадок, растворим в кислотах с разложением до элементарной серы и оксида серы (IV)
	Йодная вода	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightleftharpoons \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{I}^-$	Нейтральные или слабо щелочные растворы йода обесцвечиваются
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Ba^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{BaC}_2\text{O}_4 \downarrow$	Белый осадок, растворим в минеральных кислотах, а при кипячении – и в уксусной кислоте
	Ca^{2+}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{Ca}^{2+} \rightleftharpoons \text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow$	Белый осадок, растворим в минеральных кислотах, но не растворим в уксусной кислоте
CO_3^{2-}	H^+	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	Газ CO_2

	Ca^{2+}	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow$	Белый осадок, растворим в кислотах
$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Ba^{2+}	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{BO}_2)_2 + 2\text{H}_3\text{BO}_3$	Белый кристаллический осадок, растворим в азотной и уксусной кислотах
PO_4^{3-}	Ag^+ в нейтральной среде	$\text{PO}_4^{3-} + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$	Светло-желтый осадок
F^-	Ca^{2+}	$\text{F}^- + \text{Ca}^{2+} \rightleftharpoons \text{CaF}_2 \downarrow$	Белый осадок
Вторая аналитическая группа анионов: Cl^-, Br^-, I^-, BrO_3^{3-}, CN^-, SCN^-, S^{2-}			
Групповой реактив: раствор AgNO_3 в 2М HNO_3			
Cl^-	Ag^+	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgCl} \downarrow$	Белый осадок, нерастворим в HNO_3 , растворим в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Br^-	Ag^+	$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgBr} \downarrow$	Светло-желтый осадок, нерастворим в HNO_3 , темнеет на свету
I^-	Ag^+	$\text{I}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgI} \downarrow$	Желтый осадок, нерастворим в HNO_3 и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ конц., темнеет на свету
BrO_3^{3-}	Ag^+	$\text{BrO}_3^{3-} + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}_3\text{BrO}_3 \downarrow$	Бледно-желтый осадок
CN^-	Ag^+	$\text{CN}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgCN} \downarrow$ $2\text{CN}^- + 2\text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Ag}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$	Белый осадок, не растворим в разбавленных кислотах, но растворим в растворах $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
	Fe^{2+} в щелочной среде	$6\text{CN}^- + \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	Темно-синий осадок
SCN^-	Ag^+	$\text{SCN}^- + \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{AgSCN} \downarrow$	Белый творожистый осадок, не растворим в минеральных кислотах и в $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, растворим в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, в растворах $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KCN
	Fe^{3+} в кислой среде	$\text{SCN}^- + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{FeSCN}$	Красный раствор

Ион	Реактив	Уравнение реакции	Признак реакции
S^{2-}	Ag^+	$S^{2-} + 2Ag^+ \rightleftharpoons Ag_2S \downarrow$	Черный осадок
Третья аналитическая группа анионов: NO_2^-, NO_3^-, CH_3COO^-			
Групповой реактив: отсутствует			
NO_2^-	С дифениламином $NH(C_6H_5)_2$ в среде конц H_2SO_4 (мешают ионы NO_3^-)		Ярко-синий раствор, через некоторое время становится бурым и, затем желтым
NO_3^-	С дифениламином $NH(C_6H_5)_2$ в среде конц. H_2SO_4 (мешают ионы NO_2^-)		Ярко-синий раствор, через некоторое время становится бурым и, затем желтым
	Cu	$4HNO_3 + Cu \rightleftharpoons Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$	Желто-бурые пары
CH_3COO^-	Fe^{3+}	$3CH_3COOH + Fe^{3+} \rightleftharpoons (CH_3COO)_3Fe + 3H^+$	Раствор темно-красный (цвета крепкого чая). В водном растворе частично гидролизуется; минеральные кислоты подавляют гидролиз, что приводит к исчезновению красной окраски раствора

пРИлОЖЕНИЕ 3

Окрашивание пламени ионами металлов

<i>Элемент</i>	<i>Цвет пламени</i>	<i>Элемент</i>	<i>Цвет пламени</i>
Литий	Карминово-красный	Индий	Сине-фиолетовый
Натрий	Желтый	Таллий	Изумрудно-зеленый
Калий	Фиолетовый	Свинец	Бледно-синий
Рубидий	Розово-фиолетовый	Мышьяк	Бледно-синий
Цезий	Розово-фиолетовый	Сурьма	Бледно-синий
Кальций	Кирпично-красный	Селен	Бледно-синий
Стронций	Карминово-красный	Теллур	Изумрудно-зеленый
Барий	Желто-зеленый	Медь	Зеленый, голубой
Бор	Зеленый	Молибден	Желто-зеленый

ПРИЛОЖЕНИЕ 4

Основные способы выражения состава раствора

Правило креста

Для количественного выражения состава растворов в химии чаще всего применяют следующие физические величины: массовую долю (ω), молярную концентрацию (C_m), нормальную концентрацию (C_n). Концентрация в химии – это отношение количества вещества к объему системы (смеси, раствора, сплава). «Доля» означает отношение числа частей компонента к общему числу частей объекта.

1. Массовая доля вещества (ω) – отношение (обычно в процентах) массы растворенного вещества ($m_{p.v.}$) к общей массе раствора ($m_{p-ра}$). Массовую долю, выраженную в процентах, называют процентной концентрацией.

$$\omega_{p.v.}(\%) = (m_{p.v.} / m_{p-ра}) \cdot 100 \%$$

Масса раствора ($m_{p-ра}$) складывается из массы растворенного вещества ($m_{p.v.}$) и массы растворителя ($m_{p-ля}$):

$$m_{p-ра} = m_{p.v.} + m_{p-ля}$$

Массу раствора можно найти по формуле:

$$m_{p-ра} = V_{p-ра} \cdot \rho_{p-ра},$$

где $V_{p-ра}$ – объем раствора, $\rho_{p-ра}$ – плотность раствора.

2. Молярная концентрация (C_m) – отношение числа молей растворенного вещества ($n_{p.v.}$) к объему раствора $V_{p-ра}$.

$$C_m = n_{p.v.} / V_{p-ра}$$

Молярную концентрацию выражают в моль/л или сокращенно М.

Например, $C_m H_2SO_4 = 0,1$ моль/л или $C_m H_2SO_4 = 0,1$ М.

Если подставить формулу для количества вещества ($n_{\text{р.в.}} \diamond \diamond m_{\text{р.в.}} / M_{\text{р.в.}}$),
то

$$C_{\text{м}} \diamond \diamond m_{\text{р.в.}} / M_{\text{р.в.}} \cdot V_{\text{р-ра}},$$

где $M_{\text{р.в.}}$ – молярная масса растворенного вещества.

3. Эквивалентная или нормальная концентрация ($C_{\text{н}}$) – отношение числа молей химических эквивалентов растворенного вещества к объему раствора.

$$C_{\text{н}} \diamond \diamond m_{\text{р.в.}} / m_{\text{э}} \cdot V_{\text{р-ра}},$$

где $m_{\text{э}}$ – эквивалентная масса вещества.

Нормальную концентрацию выражают в моль/л или сокращенно н.

Например, 0,1 н. раствор.

Эквивалентная масса – это масса одного эквивалента вещества (Э).

$$m_{\text{э}} \diamond \diamond M_{\text{в}} \cdot \text{Э}, \text{ г/моль}$$

Тогда $C_{\text{н}} \diamond \diamond m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в}} \cdot \text{Э} \cdot V_{\text{р-ра}}$ или $C_{\text{н}} \diamond \diamond n_{\text{в}} / \text{Э} \cdot V_{\text{р-ра}}$

Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое может при химических реакциях присоединять или вытеснять 1 моль атомов водорода или $1/2$ моль атомов кислорода.

Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует с одним эквивалентом любого другого вещества.

Эквивалент кислоты равен $1/\text{основность кислоты}$.

Например, Э $\text{H}_3\text{PO}_4 \diamond \diamond 1/3$.

Эквивалент основания равен $1/\text{кислотность}$.

Например, Э $\text{Fe}(\text{OH})_2 \diamond \diamond 1/2$.

Эквивалент соли равен $1/\text{валентность атомов металла} \times \text{число атомов металла}$. Например, Э $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \diamond \diamond 1/3 \cdot 2 \diamond \diamond 1/6$.

Закон эквивалентов – с одним эквивалентом одного элемента соединяется один эквивалент другого элемента.

Следствие из закона эквивалентов: $C_{\text{н1}} \cdot V_1 \diamond \diamond C_{\text{н2}} \cdot V_2$

Данным следствием можно пользоваться при разбавлении раствора и для установления концентрации одного из реагирующих веществ (см. титрование).

Правило смешения (креста)

Рассмотрим правило на примере решения конкретной задачи.

Задача. Из 40%-го раствора и 10%-го приготовить 30%-й раствор массой 300 г.

Массовые доли исходных растворов записывают в первом столбце 40 и 10, во втором столбце записывают заданную массовую долю (30 %). Разность между исходными массовыми долями и заданной записывают в третьем столбце по диагонали (см. стрелки на схеме). Полученные величины 20 и 10 или 2 и 1 указывают, в каком соотношении по массе должны быть смешаны растворы:

$$\begin{array}{cc|c}
 40 & & 20 \\
 & \swarrow \quad \searrow & \\
 & 30 & \\
 & \swarrow \quad \searrow & \\
 10 & & 10
 \end{array}
 \left| \begin{array}{l}
 2 \text{ части } 40\text{-го раствора} \\
 1 \text{ часть } 10\text{-го раствора}
 \end{array} \right.$$

Следовательно, всего три части, на которые приходится 300 г заданного раствора. Масса одной части $300/3 \blacklozenge\blacklozenge 100$ (г).

Тогда требуемая масса 40%-го раствора $m_{40\%} \blacklozenge\blacklozenge 100 \cdot 2 \blacklozenge\blacklozenge 200$ (г), а $m_{10\%} \blacklozenge\blacklozenge 100 \cdot 1 \blacklozenge\blacklozenge 100$ (г).

Переход от одних способов выражения состава раствора к другим

Очень часто при решении задач или выполнении лабораторных работ необходимо перейти от одних способов выражения состава раствора к другим. Для этого можно воспользоваться ниже приведенной таблицей.

Формулы для пересчета

(все обозначения соответствуют тем, которые представлены в приложении 4)

Способ выражения состава раствора	Массовая доля (ω , %)	Молярная концентрация (C_m , моль/л)	Нормальная концентрация (C_n , моль/л)	Моляльность ($C_{м\lambda}$, моль/кг)
ω , %	—	$C_m \cdot M_b$ $10 \cdot \rho$	$C_n \cdot m_3$ 10ρ	$100C_{м\lambda} \cdot M_b$ $1000 + C_{м\lambda} \cdot M_b$
C_m , моль/л	$10\omega \cdot \rho$ M_b	—	$C_n \cdot m_3$ M_b	$1000C_{м\lambda} \cdot \rho$ $1000 + C_{м\lambda} \cdot M_b$
C_n , моль/л	$10\omega \cdot \rho$ m_3	$C_m \cdot M_b$ m_3 или $C_m/\mathcal{E}$	—	$1000\rho \cdot C_{м\lambda} \cdot M_b$ $(1000 + C_{м\lambda} \cdot M_b) \cdot m_{3м}$
$C_{м\lambda}$, моль/кг	1000ω $(100 - \omega) \cdot M_b$	$1000 C_m$ $(1000\rho - C_m) \cdot M_b$	$1000C_n \cdot m_3$ $(1000\rho - C_n \cdot m_3) M_b$	—

Обозначения: ρ – плотность раствора, г/мл; M_b – молярная масса растворенного вещества, г/моль; m_3 – эквивалентная масса вещества, г/моль.

ПРИЛОЖЕНИЕ 5

Расчет количества и концентрации исходных веществ

Задача 1. Какую массу фосфора надо сжечь для получения оксида фосфора (V) массой 7,1 г?

Решение.

1. Записываем уравнение реакции горения фосфора и расставляем стехиометрические коэффициенты.



2. Определяем количество вещества P_2O_5 , получившегося в реакции.

$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = m(\text{P}_2\text{O}_5) / M(\text{P}_2\text{O}_5) = 7,1 \div 142 = 0,05 \text{ (моль)}.$$

3. Из уравнения реакции следует, что $n(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot n(\text{P})$, следовательно, количество вещества фосфора, необходимого в реакции равно:

$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot n(\text{P}) \Rightarrow 2 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ (моль)}.$$

4. Отсюда находим массу фосфора:

$$m(\text{P}) = n(\text{P}) \cdot M(\text{P}) = 0,1 \cdot 31 = 3,1 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{P}) = 3,1 \text{ г.}$

Задача 2. Какая масса гидроксида натрия потребуется для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH.

Решение.

Рассчитаем массу гидроксида натрия по формуле:

$$C = m / M \cdot V, m = C \cdot M \cdot V \\ m = 0,1 \cdot 40 \cdot 2 = 8 \text{ (г)}.$$

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 8 \text{ г.}$

Задача 3. Какие массы нитрата калия и воды необходимо взять для приготовления 2 кг раствора с массовой долей нитрата калия равной 0,05?

Решение.

1. Определим массу нитрата калия, исходя из исходной формулы:

$$w(\text{KNO}_3) \Leftrightarrow m(\text{KNO}_3) / m(\text{р-ра}); m(\text{KNO}_3) \Leftrightarrow w(\text{KNO}_3) \cdot m(\text{р-ра}); \\ m(\text{KNO}_3) \Leftrightarrow 0,05 \cdot 2000 \Leftrightarrow 100 \text{ (г)}.$$

2. Находим массу воды:

$$m(\text{р-ра}) \Leftrightarrow m(\text{KNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}); \\ m(\text{H}_2\text{O}) \Leftrightarrow m(\text{р-ра}) - m(\text{KNO}_3); \\ m(\text{H}_2\text{O}) \Leftrightarrow 2000 - 100 \Leftrightarrow 1900 \text{ (г)}.$$

Ответ: $m(\text{KNO}_3) \Leftrightarrow 100 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) \Leftrightarrow 1900 \text{ г}.$

Задача 4. Найти объем раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л, необходимый для нейтрализации 50 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,2 моль/л.

Решение.

1. Записываем уравнение нейтрализации гидроксида натрия раствором соляной кислоты:



2. Находим количество вещества натрия:

$$n(\text{NaOH}) \Leftrightarrow 0,05 \cdot 0,2 \Leftrightarrow 0,01 \\ \text{(моль)}.$$

3. По уравнению реакции:

$$n(\text{HCl}) \Leftrightarrow n(\text{NaOH}) \Leftrightarrow 0,01 \text{ моль}.$$

4. Находим объем соляной кислоты:

$$V(\text{HCl}) \Leftrightarrow 0,01 \div 0,5 \Leftrightarrow 0,02 \text{ (л)} \text{ или } 20 \text{ (мл)}.$$

Ответ: $V(\text{HCl}) \approx 20$ мл.

ПРИЛОЖЕНИЕ 6

Расчет практического выхода продукта

Выход продукта реакции (η) – это отношение практически полученного количества вещества (массы, объема) продукта к количеству вещества (массе, объему) этого же продукта, теоретически рассчитанному по уравнению реакции, исходя из предположения о полном превращении исходного вещества в продукт:

$$\eta = \frac{n}{n_{\text{т}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{m}{m_{\text{т}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{V}{V_{\text{т}}} \cdot 100\%;$$

Задача. При сжигании железа в сосуде, содержащем 21,3 г хлора, было получено 24,3 г хлорида железа (III). Рассчитайте выход продукта реакции.

Решение.

1. Записываем уравнение реакции:



2. Определяем теоретически возможный выход

$$\text{FeCl}_3: m(\text{FeCl}_3) = (21,3 \cdot 322) \div 210 = 32,66 \text{ (г)}$$

3. Рассчитываем выход продукта:

$$\eta(\text{FeCl}_3) = (24,3 \div 32,66) \cdot 100 \% = 74,4 \%$$

Ответ: $\eta(\text{FeCl}_3) = 74,4 \%$.

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

Термохимические расчеты: энтальпия ♦♦ энтропия ♦♦ энергия Гиббса

Критерии направленности процесса

Основной принцип, на котором основываются все термохимические расчеты, установлен в 1840 г. русским химиком **Германом Гессом**. Этот принцип, известный под названием закон Гесса и являющийся частным случаем закона сохранения энергии, можно сформулировать так: *тепловой эффект реакции зависит от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса*. Тепловой эффект реакции зависит от природы реагирующих веществ, агрегатного состояния, условий протекания реакций.

Практическое значение закона Гесса состоит в том, что он позволяет рассчитывать тепловые эффекты химических процессов. В термохимических расчетах обычно используют ряд следствий из закона Гесса:

Следствия из закона Гесса

Следствие 1. Стандартная энтальпия химической реакции (тепловой эффект реакции) равен разности стандартных энтальпий (теплот) образования продуктов реакции и исходных реагентов (с учетом стехиометрических коэффициентов).

$$\Delta H_T^o = \sum n_{\text{пр}} \Delta H_{f_{\text{пр}}}^o - \sum n_{\text{исх}} \Delta H_{f_{\text{исх}}}^o$$

Следствие 2. Стандартная энтальпия химической реакции (тепловой эффект реакции) равна разности стандартных энтальпий (теплот) сгорания исходных реагентов и продуктов реакции (с учетом стехиометрических коэффициентов).

$$\Delta H_T^o = \sum n_{\text{исх}} \Delta H_{f_{\text{с исх}}}^o - \sum n_{\text{пр}} \Delta H_{f_{\text{пр}}}^o$$

Чаще всего синтезы в лабораториях ведут при постоянном давлении и температуре. В этом случае основным критерием является свободная энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал, ΔG).

Уравнение Гиббса-Гельмгольца связывает между собой термодинамические параметры систем и наиболее часто используется для определения направления самопроизвольного протекания химической реакции:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

где ΔG – свободная энергия Гиббса, ΔH – энтальпия, ΔS – энтропия реакции.

Для химических реакций, протекающих при постоянных значениях давления и температуры, можно установить следующие критерии: $\Delta G < 0$ – система находится в равновесии, $\Delta G < 0$ – реакция протекает самопроизвольно; $\Delta G > 0$ – реакция может протекать только в обратном направлении.

Ниже в таблицах показана направленность протекания химических реакций при разных знаках термодинамических функций состояния системы.

Направленность протекания химических реакций при различных знаках ΔH и ΔS

Знак изменения функций			Возможности или невозможность самопроизвольного протекания реакции
ΔH	ΔS	ΔG	
–	+	–	Возможна при любой температуре
+	–	+	Невозможна при любых температурах
–	–	±	Возможна при достаточно низких температурах
+	+	±	Возможна при достаточно высоких температурах

Направленность протекания экзо- и эндотермических реакций при разных знаках термодинамических функций состояния системы

Характеристики	Экзотермическая реакция				Эндотермическая реакция			
ΔH	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$
ΔS	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$
$T \cdot \Delta S$	Любое	$\neq \Delta H$	$\neq \Delta H$	$\neq \Delta H$	$\neq \Delta H$	$\neq \Delta H$	$\neq \Delta H$	Любое
ΔG	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$	$\neq 0$
Состояние системы	Прямая реакция	Прямая реакция	Равновесие	Обратная реакция	Прямая реакция	Равновесие	Обратная реакция	Обратная реакция

Задача 1. Рассчитайте стандартную энтальпию и стандартную энтропию химической реакции. Определите в каком направлении при 298 °K (прямом или обратном) будет протекать реакция. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции.

$$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\kappa)} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = 2\text{Fe}_{(\text{r})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$$

Решение.

1. Записываем формулу для расчета *энтальпии* реакции:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = \sum H^{\circ}_{\text{кон}} - \sum H^{\circ}_{\text{исх}} \text{ (кДж/моль)}$$

2. Используя справочные данные **стандартных энтальпий** веществ, находим *энтальпию* данной реакции:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = 2 \cdot \Delta H^{\circ}_{\text{Fe}} + 3 \cdot \Delta H^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^{\circ}_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3 \cdot \Delta H^{\circ}_{\text{H}_2}$$

$$2 \cdot 0 + 3 \cdot (-241,82) - (-822,16) - 3 \cdot 0 = -96,7 \text{ (кДж/моль)}$$

3. Записываем формулу для расчета *энтропии* реакции:

$$\Delta S_{\text{р-ции}} = \sum S^{\circ}_{\text{кон}} - \sum S^{\circ}_{\text{исх}} \text{ (Дж/(моль} \cdot \text{K))}$$

4. Используя справочные данные **стандартных энтропий** веществ, находим *энтропию* данной реакции:

$$\Delta S_{\text{р-ции}} = 2 \cdot \Delta S^\circ_{\text{Fe}} + 3 \cdot \Delta S^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta S^\circ_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3 \cdot \Delta S^\circ_{\text{H}_2}$$

$$2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 188,7 - 89,96 - 3 \cdot 131 = 137,44 \text{ (Дж/(моль} \cdot \text{K))}$$

5. Записываем формулу для расчета свободной энергии Гиббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

6. Используя найденные значения **энтальпии и энтропии** дан- ной реакции, находим значение энергии Гиббса реакции:

$$\Delta G = 96,7 - 298 \cdot 137,44 \div 1000 = 55,75 \text{ (кДж/моль)}$$

7. При $T = 298^\circ\text{K}$, $\Delta G > 0$ – реакция не идет самопроизвольно, т. е. реакция будет протекать в обратном направлении.

8. Чтобы рассчитать температуру, при которой равновероятны оба направления реакции, надо ΔG приравнять к нулю:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0, \text{ тогда}$$

$$T = (\Delta G - \Delta H) / \Delta S = (0 - 96,7) \div 0,137 = 705,83 \text{ (K)}$$

Ответ: При $T = 705,83 \text{ K}$ реакция будет идти равновероятно как в прямом, так и в обратном направлении.

Задача 2. Вычислите энергию Гиббса и определите возможность протекания реакции при температурах 1000 и 3000 K.

	$\text{Cr}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{C} (\text{т}) = 2\text{Cr} (\text{т}) + 3\text{CO} (\text{г})$			
$\Delta H_{298}, \text{кДж/моль}$	- 1141	0	0	- 110,6
$\Delta S_{298}, \text{Дж/(моль} \cdot \text{K)}$	81,2	5,7	23,6	197,7

Решение.

1. Записываем формулу для расчета энтальпии реакции:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = \sum H^\circ_{\text{кон}} - \sum H^\circ_{\text{исх}} \text{ (кДж/моль)}$$

2. Используя справочные данные **стандартных энтальпий** ве- ществ, находим энтальпию данной реакции:

$$\Delta H_{\text{р-ции}} = 2 \cdot \Delta H^\circ_{\text{Cr}} + 3 \cdot \Delta H^\circ_{\text{CO}} - \Delta H^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_3} - 3 \cdot \Delta H^\circ_{\text{C}}$$

$$2 \cdot 0 + 3 \cdot (-110,6) - (-1141) - 3 \cdot 0 \diamond\diamond 809,2 \text{ (кДж/моль)}$$

3. Записываем формулу для расчета энтропии реакции:

$$\Delta S_{\text{р-ции}} = \sum S^{\circ}_{\text{кон}} - \sum S^{\circ}_{\text{исх}} \text{ (Дж/(моль} \cdot \text{К))}$$

4. Используя справочные данные **стандартных энтропий** веществ, находим *энтропию* данной реакции:

$$\Delta S_{\text{р-ции}} = 2 \cdot \Delta S^{\circ}_{\text{Cr}} + 3 \cdot \Delta S^{\circ}_{\text{CO}} - \Delta S^{\circ}_{\text{Cr}_2\text{O}_3} - 3 \cdot \Delta S^{\circ}_{\text{C}}$$

$$2 \cdot 23,6 + 3 \cdot 197,7 - 81,2 - 3 \cdot 5,7 = 542 \text{ (Дж/(моль} \cdot \text{К))}$$

5. Записываем формулу для расчета энергии Гиббса:

$$\Delta G_{\text{р-ции}} = \Delta H_{\text{р-ции}} - T \Delta S_{\text{р-ции}}$$

6. Используя найденные значения **энтальпии и энтропии** данной реакции, находим значение энергии Гиббса реакции **при 1000 К:**

$$\Delta G_{1000} = \Delta H - T \Delta S = 809,2 - 1000 \cdot 542 \div 1000 = 267,2 \text{ (кДж/моль)}$$

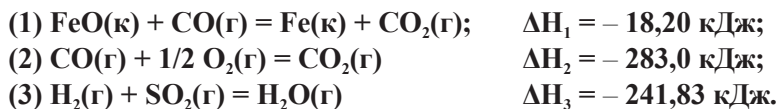
7. $\Delta G_{1000} > 0$, следовательно, реакция **самопроизвольно не идет.**

8. Находим энергию Гиббса **при 3000 К:**

$$\Delta G_{3000} = \Delta H - T \Delta S = 809,2 - 3000 \cdot 542 \div 1000 = -816,8 \text{ (кДж/моль)}$$

Ответ: $\Delta G_{1000} = 267,2$ кДж/моль; $\Delta G_{3000} = -816,8$ кДж/моль.
При температуре 3000 К $\Delta G_{3000} < 0$, следовательно, реакция протекает **са- мопроизвольно.**

Задача 3. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:

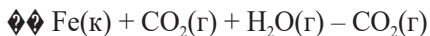


Решение.

1. Записываем уравнение реакции восстановления оксида железа (II) водородом:



2. Уравнение реакции (4) можно получить, если сложить реакции (1) и (3) и вычесть реакцию (2):



3. Применив закон **Гесса** можно вычислить тепловой эффект реакции (энтальпию реакции):

$$\Delta H_{\text{р-ции}} \diamond\diamond \Delta H_1 + \Delta H_3 - \Delta H_2 \diamond\diamond -18,2 + (-241,83) - (-283) \diamond\diamond \\ \diamond\diamond 22,97 \approx 23 \text{ (кДж)}$$

Ответ: тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом равен $\Delta H_{\text{р-ции}} \diamond\diamond 23 \text{ кДж}$.