

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Тверской государственный университет

Д.С. Исаев

**ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебное пособие для учащихся 9–х классов

ТВЕРЬ 2001

УДК 546 (075.3)
ББК Г1я721–5
И 85

Научный руководитель проекта
кандидат химических наук, доцент ТГУ
Ю.А.Рыжков

Рецензенты:
Доктор химических наук, профессор,
заслуженный работник высшей школы РФ
Л.И.Ворончихина
Кандидат технических наук, доцент
Г.И.Андреева
Заслуженный учитель РФ
Р.П.Калёнова

Исаев Д.С.

И 85 Практические работы исследовательского характера по неорганической химии: Учебное пособие для учащихся 9–х классов. Тверь: Твер. гос. ун–т, 2001. 72 с.: ил.

Пособие адресовано учащимся 9–х классов. Оно содержит описания экспериментальных работ III и IV практикумов 9–го класса (I и II практикумы в 8–м классе); контрольные вопросы творческого характера по этим практикумам; рекомендации по представлению результатов измерений; задачи и упражнения; итоговый тест для контроля усвоения экспериментальных навыков и справочные данные, необходимые для практических работ.

Выполнение предложенных работ направлено на совершенствование знаний учащихся по неорганической химии, формирование у них исследовательских навыков и творческого химического мышления.

Пособие будет полезно не только учащимся средних общеобразовательных учреждений, гимназий и лицеев, но и студентам педагогических вузов, учителям химии.

*Автор с благодарностью примет замечания, предложения, пожелания по адресу:
170037, г. Тверь, ул. Склизкова, 95, сш №43, кабинет химии.*

УДК 546 (075.3)
ББК Г1я721–5
© Исаев Д.С., 2001

ОГЛАВЛЕНИЕ

| | |
|---|----|
| Предисловие для учащихся..... | 4 |
| Экспериментальные работы третьего практикума..... | 7 |
| №1. <i>Определение химической активности кислот</i> | 7 |
| №2. <i>Изучение каталитического разложения пероксида водорода</i> | 11 |
| №3. <i>Определение количественного состава смеси гидроксида и карбоната щелочного металла</i> | 16 |
| №4. <i>Определение временной жесткости воды</i> | 17 |
| №5. <i>Получение и исследование амфолитов</i> | 19 |
| №6. <i>Исследование реакционной способности металлов</i> | 21 |
| Контрольные вопросы по работам третьего практикума..... | 25 |
| Экспериментальные работы четвертого практикума..... | 26 |
| №7. <i>Получение хлороводородной кислоты и исследование ее свойств</i> | 26 |
| №8. <i>Исследование окислительно–восстановительных свойств пероксида водорода</i> | 29 |
| №9. <i>Распознавание минеральных удобрений (контрольная экспериментальная работа)</i> | 32 |
| №10. <i>Изучение адсорбции уксусной кислоты различными адсорбентами</i> | 33 |
| №11. <i>Качественный анализ смеси катионов и анионов (контрольная экспериментальная работа)</i> | 36 |
| Контрольные вопросы по работам четвертого практикума..... | 42 |
| Тестовый контроль усвоения экспериментальных умений по химии.. | 44 |
| ЛИТЕРАТУРА..... | 49 |
| ПРИЛОЖЕНИЯ..... | 50 |
| . | |
| 1. Значащие цифры. Правила округления..... | 50 |
| 2. Расчет молярного объема газа..... | 52 |
| 3. Математическая обработка результатов практических работ..... | 52 |
| 4. Графическое представление численных данных..... | 54 |
| 5. Давление водяного пара при различных температурах..... | 58 |
| 6. Физические величины и единицы их измерения..... | 58 |
| 7. Интервал pH осаждения некоторых гидроксидов металлов..... | 59 |
| 8. Стандартные электродные потенциалы E^0 , В..... | 59 |
| 9. Распознавание минеральных удобрений..... | 61 |
| 10. Качественные реакции катионов и анионов..... | 62 |
| ОТВЕТЫ К РАСЧЕТНЫМ ЗАДАЧАМ..... | 71 |

ПРЕДИСЛОВИЕ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ

Перед выполнением практической работы обязательно очень внимательно прочтите описание. Если во введении появляется новый для вас материал, то разумно составить его краткий конспект в рабочей тетради еще дома, до урока.

После выполнения экспериментальной части работы сразу приступайте к оформлению лабораторного журнала и анализу полученных экспериментальных данных (**ПРИЛОЖЕНИЯ 1–4**).

Можно рекомендовать следующую последовательность записей в рабочем журнале:

1. Дата.
2. Название работы.
3. Цель эксперимента.
4. Условия проведения эксперимента (температура, атмосферное давление).
5. Реактивы и оборудование. Схема установки.
6. Сводка формул, необходимых для расчетов. Предварительные расчеты.
7. Таблица для непосредственной записи измерений и первоначальных расчетов.
8. Графики с результатами измерений.
9. Подробное описание эксперимента.
10. Вычисления.
11. Таблица и графики с результатами вычислений.
12. Выводы.

Большое значение имеет правильная и четкая защита работы на последнем уроке практикума. При защите закрепленной за группой работы ученик (или группа учащихся) излагает методику работы, конкретные результаты, полученные на каждом этапе исследования, выводы и, что очень важно, предложения по дальнейшим исследованиям. Эти предложения могут быть составлены по каждому этапу, например: изменение формулировки проблемы и проведение нового исследования; изучение дополнительной литературы; проведение дополнительной практической проверки; предложения по применению полученных решений в новых областях науки,

сопоставление новых результатов с другими результатами, полученными при решении этой проблемы, для поиска новой информации и т.д.

Учителю в письменной форме сдается отчет о работе (один от группы).

План отчета

1. Введение (название работы, цель).
2. Методика эксперимента.
3. Результаты эксперимента (в том числе и результаты, полученные другими группами учащихся своего или параллельного класса).
4. Вычисления.
5. Обобщение и анализ результатов, их обсуждение.
6. Выводы.

Язык отчета должен быть ясным и кратким. Каждое новое положение следует начинать с новой строки. В тексте старайтесь не употреблять подряд много существительных в родительном падеже, частого чередования причастий и близкого расположения одного и того же слова. Обычно местоимения «я» и «мы» при обсуждении собственных экспериментов не употребляются.

Наиболее ответственной частью отчета являются выводы, где нужно очень кратко рассказать о результатах исследования и его новизне (что исследовано, доказано, показано, обнаружено, установлено, определено, выявлено и т.п.). Число выводов определяется содержанием практической работы (как правило, не более двух или трех).

Особое внимание обратите на контрольные вопросы к практикумам. Вопросы потребуют от вас творческого решения. Придется немного пофантазировать. Воспользуйтесь нижеприведенными рекомендациями:

- 1. Не нужно бояться, что для ответа не хватит знаний (их всегда можно пополнить). Зачастую недостает не знаний, а умений их использовать.*
- 2. Не следует останавливаться на первой пришедшей в голову идее. Творческое решение, как правило, рождается*

в ходе длительной работы, поэтому первая идея редко бывает оригинальной.

- 3. В ходе творческого поиска необходимо попытаться предложить как можно больше вариантов решения, а затем отобрать среди них наиболее целесообразные.*
- 4. Полезно фиксировать (записывать в тетрадь) все пришедшие в голову идеи, а затем оценивать достоинства и недостатки, так как идеальных решений, как правило, не бывает.*
- 5. Наиболее ценится простое решение проблемы.*
- 6. Если долго не удается найти решение, значит следует расширить область поиска идей, то есть следует искать новые подходы к проблеме.*
- 7. Полезно прочитать условие уже решенного, на ваш взгляд, задания. Может быть, в ходе решения не все учтено и можно найти другое, более оригинальное решение.*

Имейте в виду, что результаты вашей работы во время практикума будут оцениваться по следующим видам учебной деятельности:

1. Подготовка к практическому занятию.
2. Выполнение практической работы.
3. Записи в личном рабочем журнале (оформление тетради для практических работ).
4. Защитное слово на уроке обобщения результатов практикума.
5. Отчет о проделанной работе.

Желаю творческих успехов!

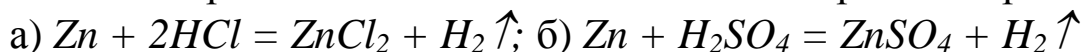
Автор

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ АКТИВНОСТИ КИСЛОТ

1. Введение. Об активности кислот и степени их диссоциации можно судить по различным реакциям, в частности по скорости выделения водорода при взаимодействии эквивалентных растворов с каким-либо металлом.

Разберем понятие «эквивалент» на конкретных примерах:



Из уравнений видно, что в случае (а) 1 моль атомов цинка взаимодействует с 2 моль молекул соляной кислоты; а в случае (б) 1 моль атомов цинка взаимодействует с 1 моль молекул серной кислоты. То есть говорят, что 1 моль атомов цинка эквивалентен 2 моль молекул соляной кислоты и 1 моль атомов цинка эквивалентен 1 моль молекул серной кислоты.

Эквивалентом (Э) вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях, моль(э). В нашем случае – взаимодействия цинка с соляной и серной кислотами – $\frac{1}{2}$ моль атомов цинка эквивалентен 1 моль атомов водорода (см. УХР а и б).

Эквивалентной массой (\mathcal{E}_m) называется масса 1 эквивалента вещества, г/моль(э). Для расчета эквивалентной массы используют следующие формулы:

$$\mathcal{E}_m(\text{оксида}) = \frac{M(\text{оксида})}{(\text{количество атомов х.э.}) \cdot (\text{СО х.э.})}, \quad (1)$$

$$\mathcal{E}_m(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{основность кислоты}}, \quad (2)$$

$$\mathcal{E}_m(\text{основания}) = \frac{M(\text{основания})}{\text{кислотность основания}}, \quad (3)$$

$$\mathcal{E}_m(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{(\text{количество атомов металла}) \cdot (\text{СО металла})}, \quad (4)$$

Так как для проведения опытов необходимо иметь растворы, содержащие эквивалентные количества вещества, то вводится еще один вид концентрации раствора.

Эквивалентная концентрация, или нормальность раствора (C_H или N), – это отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора, моль(э)/л: $C_H = \mathcal{E}/V$. (5*)

Так как $\mathcal{E} = m/\mathcal{E}_m$, то

$$C_H = \frac{m}{\mathcal{E}_m \cdot V}, \quad [\text{моль(э)/л}] \quad (5^{**})$$

где m – масса растворенного вещества, г; \mathcal{E}_m – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль(э); V – объем раствора, л.

В данной работе используются эквивалентные растворы серной, соляной и уксусной кислот, то есть растворы с одинаковой нормальностью.

2. Реактивы и оборудование: 1Н растворы HCl , H_2SO_4 и CH_3COOH ; пробирка с газоотводной стеклянной трубкой и каучуковой пробкой; пипетка на 5 мл; бюретка на 25 мл; кристаллизатор с водой; штатив; склянки для слива продуктов реакции; одинаковые по размерам и чистоте кусочки металла (цинка, магния или алюминия); секундомер.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Подготовить таблицу для записи данных опыта.

Таблица 1

Результаты определения выделившегося объема водорода при действии на металл различных кислот

| Me | V(р-ра к-ты), мл | τ , мин | V(H ₂), мл при действии кислоты | | |
|----|---------------------|--------------|---|-----------|------------|
| | | | HCl | H_2SO_4 | CH_3COOH |
| | | | | | |

2. Наполнить бюретку водой.

3. Налить в пробирку точно отмеренное количество 1Н раствора соляной кислоты (5 мл). Спустить по стенке пробирки несколько кусочков металла и быстро закрыть пробкой. Конец газоотводной трубки подвести под бюретку с водой.

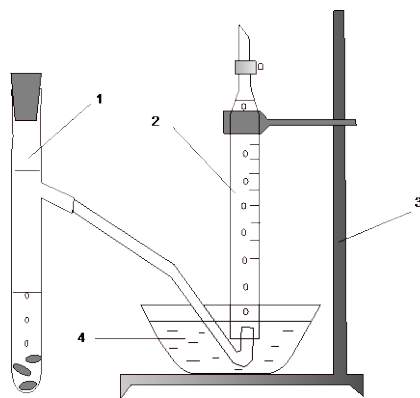


Рис. 1. Прибор для определения активности кислот:

1 – пробирка для взаимодействия металла с кислотой; 2 – кристаллизатор с водой; 3– штатив; 4 – бюретка для измерения объема выделившегося газа

4. Заметить по часам время, в течение которого соберется в бюретке определенный объем газа. В момент определения объема водорода газоотводная трубка должна быть удалена из-под бюретки.

5. Слить отработанный раствор кислоты в специальную склянку (кусочки металла вытащить пинцетом). Промыть пробирку сначала водой, потом тем раствором, который будет заливаться следующим. Провести аналогичные опыты с растворами серной и уксусной кислот. Объем водорода записать.

6. Сопоставить объемы выделившегося водорода за одно и то же время при взаимодействии металла с соляной, серной и уксусной кислотами со степенями диссоциации этих кислот, которые приведены в таблице 2.

Таблица 2

Значения степени диссоциации некоторых кислот
в 1Н и 0,1Н растворах

| Кислоты | Степень диссоциации (α) в растворах кислот, % | |
|------------------------------------|---|------|
| | 1Н | 0,1Н |
| <i>HCl</i> | 79 | 92 |
| <i>H₂SO₄</i> | 52 | 59 |
| <i>CH₃COOH</i> | 0,4 | 1,3 |

7. Опираясь на данные таблицы, объяснить, как влияет разбавление раствора на силу кислоты, которая, как известно, зависит от степени ее диссоциации?

8. Составить УХР (уравнять методом электронного баланса).

9. Сделать вывод.

4. Задачи

1. Рассчитать эквивалентные массы (г/моль(э)) следующих веществ:

- | | | |
|-----------------|-------------------|----------------------|
| 1) CuO ; | 6) H_3PO_4 ; | 11) $Ba(OH)_2$; |
| 2) H_2SO_4 ; | 7) $Ca(OH)_2$; | 12) $Al_2(SO_4)_3$; |
| 3) $Al(OH)_3$; | 8) $Ba(NO_3)_2$; | 13) Na_2O ; |
| 4) K_2SO_3 ; | 9) N_2O_5 ; | 14) H_2SeO_4 ; |
| 5) Al_2O_3 ; | 10) HCl ; | 15) $Mg(OH)_2$. |

2. Определить нормальную концентрацию раствора (моль(э)/л или Н), содержащего

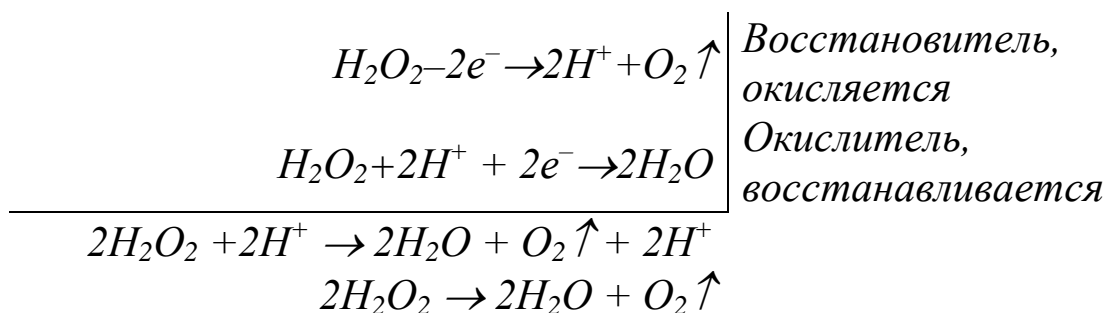
- | | |
|--------------------------------|---------------------------------|
| 1) в 0,3 л 10 г H_3PO_4 ; | 9) в 3,6 л 5,6 г $Ni(NO_3)_2$; |
| 2) в 250 мл 5 г H_2SO_4 ; | 10) в 4 л 50 г $NaCl$; |
| 3) в 0,15 л 1,5 г HNO_3 ; | 11) в 2,5 л 1,6 г $Ba(OH)_2$; |
| 4) в 735 мл 3,2 г K_2SO_4 ; | 12) в 2 л 40 г $CuSO_4$; |
| 5) в 15 л 150 г HBr ; | 13) в 20 л 300 г $HClO_4$; |
| 6) в 3 л 120 г H_3PO_4 ; | 14) в 7 л 1000 г H_2SO_4 ; |
| 7) в 360 мл 4 г $NaOH$; | 15) в 36 л 7250 г HNO_3 . |
| 8) в 1,5 л 35 г $Ba(NO_3)_2$; | |

3. Рассчитать массу вещества (г), содержащегося

- | | |
|------------------------------------|--|
| 1) в 140 мл 0,2 Н р-ра H_3PO_4 ; | 9) в 750 мл 0,01 Н р-ра $CaCl_2$; |
| 2) в 550 мл 2 Н р-ра H_2SO_4 ; | 10) в 0,1 л 0,001 Н р-ра HCl ; |
| 3) в 0,5 л 1 Н р-ра HNO_3 ; | 11) в 3,5 л 0,0005 Н р-ра $Ca(OH)_2$; |
| 4) в 0,4 л 1 Н р-ра H_2SO_4 ; | 12) в 0,3 л 0,1 Н р-ра HI ; |
| 5) в 0,2 л 0,01 Н р-ра HBr ; | 13) в 5 л 2 Н р-ра HNO_3 ; |
| 6) в 0,6 л 0,2 Н р-ра H_3PO_4 ; | ; |
| 7) в 0,8 мл 0,002 Н р-ра $NaOH$; | 14) в 0,7 л 0,2 Н р-ра KOH ; |
| 8) в 300 мл 0,1 Н р-ра $NaBr$; | 15) в 0,9 л 0,25 Н р-ра $LiOH$. |

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2
ИЗУЧЕНИЕ КАТАЛИТИЧЕСКОГО РАЗЛОЖЕНИЯ
ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

1. Введение. Реакция разложения пероксида водорода является реакцией диспропорционирования (то есть самоокисления–самовосстановления) и может быть выражена следующим образом:



Эта реакция экзотермическая и протекает самопроизвольно в прямом направлении, так как пероксид водорода – это достаточно неустойчивое соединение. Но процесс распада пероксида при условии отсутствия взаимодействия с окружающей средой протекает очень медленно. Поэтому для исследования разложения используют катализаторы (гомо– и гетерогенные).

В настоящей работе предлагается провести распад H_2O_2 с использованием гомогенных катализаторов: растворов $K_2Cr_2O_7$ и $[Cu(NH_3)_4]SO_4$. Необходимо будет на практике выяснить, как изменяется скорость разложения пероксида водорода под действием этих катализаторов.

2. Реактивы и оборудование: насыщенный раствор бихромата калия ($K_2Cr_2O_7$); 3 или 6% раствор пероксида водорода; лучина; спички; пробирки (10 шт.); 3% раствор $CuSO_4$; 10% раствор аммиака; прибор для проведения разложения пероксида водорода.

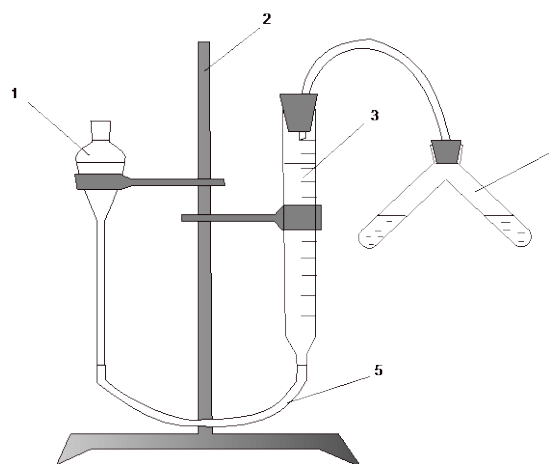
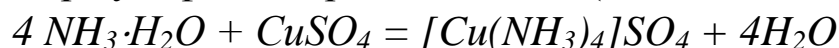


Рис. 2. Прибор для определения объема выделяющегося в реакции газа:
 1 – уравнильный сосуд; 2 – штатив;
 3 – бюретка; 4 – сосуд Ландольта; 5 – соединительная трубка

3. Порядок и техника проведения работы

1. Выяснение каталитической активности $NH_3 \cdot H_2O$, $CuSO_4$ и $[Cu(NH_3)_4]SO_4$:

А. В 3 пробирки добавить соответственно 10 капель раствора $CuSO_4$; 10 капель раствора аммиака; 5 капель раствора $CuSO_4$ и 5 капель раствора аммиака. В третьей пробирке образуется темно-синий раствор сульфата тетраамминмеди (II):



В каждую из пробирок добавить раствор пероксида водорода.

Б. В таблице 3 отметить, где происходит разложение пероксида водорода. Выделение кислорода показать тлеющей лучиной.

Таблица 3

Выяснение каталитической активности
 сульфата меди, аммиака и сульфата тетраамминмеди (II)
 по отношению к пероксиду водорода

| | р-р $CuSO_4$ | Р-р NH_3 | р-р $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ |
|--------------|--------------|------------|------------------------|
| р-р H_2O_2 | | | |

В. Сделать вывод о каталитической активности указанных веществ.

2. Кинетика каталитического разложения пероксида водорода (катализаторы: А – раствор $K_2Cr_2O_7$, Б – раствор $[Cu(NH_3)_4]SO_4$).

А. Собрать установку (см. рис. 2.).

Б. Ввести в одно колено пробирки катализатор, а в другое – раствор пероксида водорода определенного объема (объем записать).

В. Плотно закрыть пробкой пробирку. Привести во взаимодействие вещества. Включить секундомер.

Г. Определять объем выделившегося кислорода через каждые 10 секунд. Результаты свести в таблицу 4.

Таблица 4

Результаты определения объема и расчета количества выделившегося кислорода в определенный момент времени

| τ , с | $V(O_2)$, мл | $\nu(O_2)$, моль |
|------------|---------------|-------------------|
| | | |

Д. На основании полученных данных построить кинетические кривые: а) изменения объема кислорода в процессе реакции; б) изменения количества кислорода в ходе реакции (использовать **ПРИЛОЖЕНИЕ 4, 5**).

Е. По полученным кривым определить значение скорости реакции в начальный и конечный момент времени.

Ж. Определить по графикам среднюю скорость реакции. Указать единицы измерения. Почему полученные значения больше нуля?

З. Сделать вывод.

4. Задачи

І. Кинетика

4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 80⁰С, если принять, что температурный коэффициент скорости равен 2?

5. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 20 до 170⁰С, если было установлено, что при повышении температуры на каждые 25⁰С скорость реакции увеличивается в 3 раза?

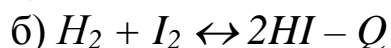
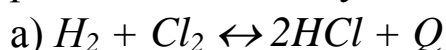
6. Скорость некоторой реакции увеличивается в 2,5 раза при повышении температуры на 10⁰С. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 10 до 55⁰С?

7. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,5 раза при повышении температуры на 20⁰С. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 20 до 85⁰С?

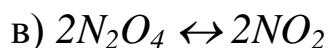
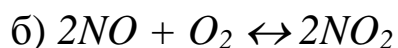
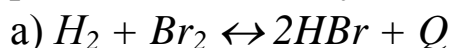
8. Две реакции протекали с такой скоростью, что за единицу времени в первой образовался сероводород массой 3 г, во второй – иодоводород массой 10 г. Какая из реакций протекала с большей средней скоростью?
9. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости равен 3.
10. Реакция при температуре 50⁰С протекает за 2 мин 15 секунд. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 70⁰С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
11. При 20⁰С реакция протекает за 2 мин. За сколько времени будет протекать эта же реакция при 50⁰С? Температурный коэффициент реакции равен 2.
12. Скорость реакции при 0⁰С равна 1 моль/л·с. Вычислить скорость этой реакции при 30⁰С, если температурный коэффициент реакции равен 3.
13. Определить среднюю скорость реакции $A + 2B = C$, если известно, что начальная концентрация B была 0,05 моль/л, а через 5 мин после начала реакции концентрация B уменьшилась в 2 раза.

II. Химическое равновесие

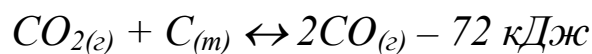
14. Как будет влиять увеличение температуры на состояние равновесия в следующих реакциях:



15. Как будет влиять увеличение давления на состояние равновесия в следующих реакциях:

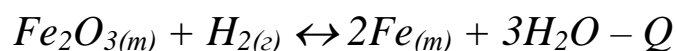


16. Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции



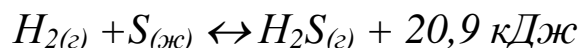
в сторону образования оксида углерода (II)?

17. Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции



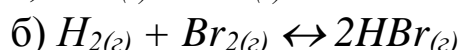
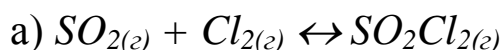
в сторону образования железа?

18. Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции

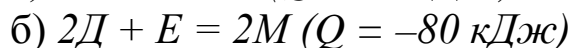


в сторону образования сероводорода?

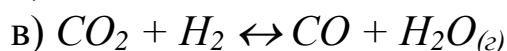
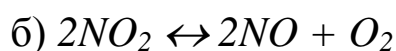
19. Как повлияет увеличение давления на равновесие в системах:



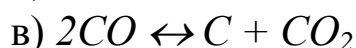
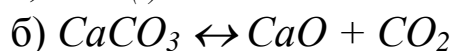
20. Как повлияет уменьшение температуры на равновесие в следующих системах:



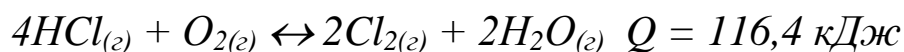
21. В какую сторону произойдет смещение равновесия при увеличении давления:



22. Какими воздействиями можно увеличить равновесные концентрации CO_2 в системах:



23. При определенных условиях реакция HCl с O_2 является обратимой:



Какое влияние на равновесие окажут увеличение давления, уменьшение температуры, введение катализатора?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3
ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОЛИЧЕСТВЕННОГО СОСТАВА СМЕСИ
ГИДРОКСИДА И КАРБОНАТА
ЩЕЛОЧНОГО МЕТАЛЛА

1. Введение. Как известно, кристаллические препараты щелочей (так же как их водные растворы) очень хорошо поглощают оксид углерода (IV) из воздуха, вступая в химическое взаимодействие. Поэтому, когда готовят растворы щелочей, важно быстро взвешивать гранулы щелочи (аккуратно!) и растворять в кипяченой дистиллированной воде (при кипячении растворенный углекислый газ удаляется из воды, так как его растворимость резко уменьшается).

В данной работе предлагается, используя свойство щелочей взаимодействовать с кислотным оксидом CO_2 , определить количественный состав гранул щелочи, которые всегда содержат некоторое количество карбоната.

2. Реактивы и оборудование: установка (см. рис.3.); щелочь (KOH или $NaOH$); карбонат кальция (мел, мрамор); соляная кислота; прибор для получения оксида углерода (IV); весы.

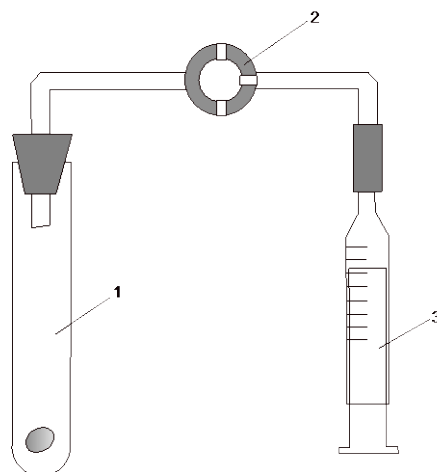


Рис.3. Установка для определения количественного состава смеси гидроксида и карбоната щелочного металла:

1–демонстрационная пробирка (или коническая колба на 200 мл);

2–кран; 3–шприц (на 20 см³)

1)↙ (I)

2)↔ (II)

3. Порядок и техника проведения работы

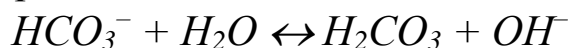
1. Собрать установку.

2. Реактор (1) наполнить оксидом углерода (IV) методом вытеснения воздуха или воды. Закрывать пробирку пробкой, которая соединена через кран (2) со шприцем (3). Манипулируя краном (положение I), установить поршень шприца, после чего кран поставить в положение II.
3. Взвесить гранулу щелочи.
4. Реактор открыть и поместить в него около 1 мл воды и гранулу. Реактор закрыть.
5. После встряхивания прибора обратить внимание на движение поршня в сторону уменьшения объема газа.
6. Определить объем израсходованного оксида углерода (IV).
7. Составить УХР и объяснить, почему в пробирке образовался вакуум.
8. На основании массы смеси гидроксида и карбоната натрия (масса гранулы) и объема израсходованного оксида углерода (IV) рассчитать массовую долю карбоната и гидроксида в смеси.
9. Составить и решить задачу на определение состава смеси.
10. Сделать вывод.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВРЕМЕННОЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

1. Введение. Щелочностью называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами, то есть с ионами водорода. Щелочность природных вод обычно обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния вследствие их гидролиза:



Поэтому общая щелочность практически соответствует содержанию гидрокарбонатов и тем самым выражает временную (карбонатную) жесткость. В этом случае *pH* воды не превышает 8,3. При титровании пробы соляной кислотой протекают реакции:



Момент окончания реакции определяется изменением окраски индикатора метилового оранжевого.

Наличие растворимых карбонатов и гидрокарбонатов повышает значение pH до 8,3. Часть общей щелочности, которая соответствует количеству кислоты, нужному для понижения pH до 8,3, называется свободной щелочностью воды. Если pH воды меньше 4,5, то ее щелочность равна нулю. Результаты определения выражаются в ммоль–экв/л. Щелочность следует определить сразу после взятия пробы.

По величине жесткости воды различают:

- очень мягкая – до 1,5 мэкв/л;
- мягкая – 1,5–3 мэкв/л;
- средняя – 3–6 мэкв/л;
- жесткая – 6–9 мэкв/л;
- очень жесткая – более 9 мэкв/л.

Питьевая вода должна иметь жесткость не выше 7 мэкв/л; 1 мэкв/л жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л Ca^{2+} или 12,16 мг/л Mg^{2+} .

В настоящей работе предлагается определить временную жесткость одного из объектов (холодной или горячей водопроводной воды, воды ручья, дождевой или талой воды и т.п.).

2. Реактивы и оборудование: бюретка; колбы конические на 250 мл (3 шт.); 0,1 М раствор соляной кислоты; метилоранж; мерная колба на 100 мл.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Выбрать объект для анализа.
2. К 100 мл пробы добавить 2–3 капли раствора метилоранжа и титровать соляной кислотой на белом фоне до перехода окраски индикатора из желтой в бледно–розовую.
3. Отметить объем израсходованной кислоты.
4. Повторить опыт еще 2 раза.
5. Рассчитать средний объем кислоты и определить временную жесткость воды по формуле

$$J_{вр.} = \frac{V(HCl) \cdot C(HCl) \cdot 1000}{V(H_2O)} \dots [мэкв/л], \quad (6)$$

где $V(HCl)$ – объем израсходованной соляной кислоты, мл;
 $C(HCl)$ – молярная концентрация соляной кислоты, моль/л;
 $V(H_2O)$ – объем пробы, взятой для анализа, мл.

6. Определить тип жесткости исследуемого образца воды.

7. Сделать вывод.

8. При наличии свободного времени провести анализ дополнительных объектов.

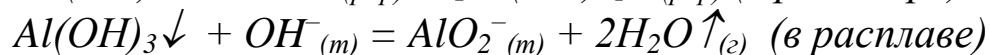
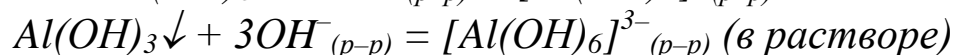
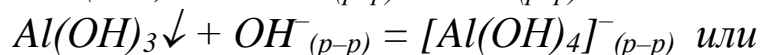
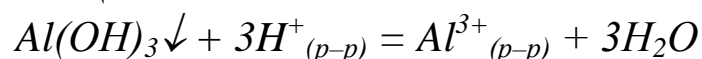
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5 ПОЛУЧЕНИЕ И ИССЛЕДОВАНИЕ АМФОЛИТОВ

1. Введение. Под амфотерностью* понимают способность веществ проявлять кислотные и основные свойства в зависимости от среды раствора. Одно и то же вещество в среде с высоким содержанием ионов водорода ($pH < 7$) может проявлять основные свойства, а в среде с высоким содержанием гидроксид ионов ($pH > 7$) – кислотные.

Амфолиты – слабые электролиты, с сильной кислотой они обнаруживают основные свойства, а с сильным основанием – кислотные. Амфолитом является вода:



Гидроксид алюминия – характерное амфотерное соединение, поэтому его осадок может растворяться в растворах как кислот, так и щелочей:

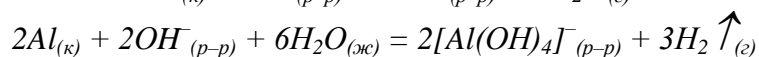
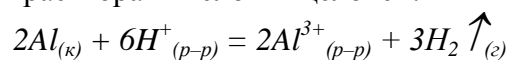


При изменении среды на противоположную реакции проходят в обратном направлении:

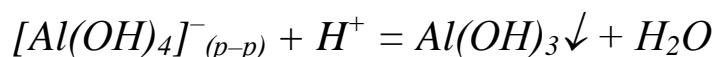


*

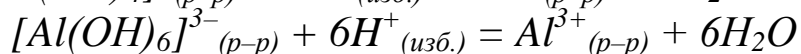
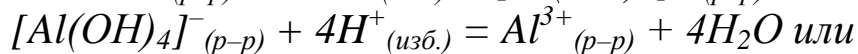
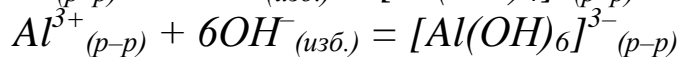
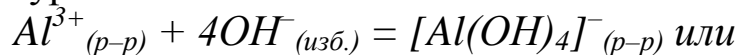
Понятие амфотерности может быть распространено и на простые вещества. Алюминий растворяется в растворах кислот и щелочей:



Так же ведут себя и многие другие металлы.



Если щелочь или кислота добавлены в избытке, малорастворимый гидроксид алюминия не осаждается и реакции протекают по уравнениям:



В данной работе предлагается получить малорастворимые гидроксиды металлов и экспериментально установить их характер (основной или амфотерный).

2. Реактивы и оборудование: 0,1 М растворы хлоридов или сульфатов алюминия, цинка, железа, хрома, кальция, магния, меди, кобальта, кадмия, марганца, никеля, олова, свинца; батарея пробирок (30 шт.); 0,1 М раствор щелочи (*KOH*, *NaOH*) или аммиака; 0,1 М раствор соляной кислоты.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Приготовить таблицу для записи данных опыта.

Таблица 5

Результаты определения характера некоторых нерастворимых гидроксидов

| Реагент | Г и д р о к с и д ы | | | | | | | | | | | | |
|-----------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|
| | <i>Al(OH)₃</i> | <i>Zn(OH)₂</i> | <i>Fe(OH)₃</i> | <i>Cr(OH)₃</i> | <i>Ca(OH)₂</i> | <i>Mg(OH)₃</i> | <i>Cu(OH)₂</i> | <i>Co(OH)₂</i> | <i>Cd(OH)₂</i> | <i>Mn(OH)₂</i> | <i>Ni(OH)₂</i> | <i>Sn(OH)₂</i> | <i>Pb(OH)₂</i> |
| <i>OH⁻</i> | | | | | | | | | | | | | |
| <i>H⁺</i> | | | | | | | | | | | | | |
| Характер гидроксида | | | | | | | | | | | | | |

2. В пробирки к 1 мл растворов солей прилить необходимый объем раствора аммиака или щелочи (учитывать, что концентрации растворов солей и гидроксидов одинаковые). Декантировать раствор, а осадок разделить на две части (половину перенести в чистую пробирку).

3. На каждую из частей подействовать растворами щелочи и кислоты. Отметить в таблице 5 гидроксиды, которые растворились в растворах кислот или щелочей, знаком "+".
4. По результатам опытов заполнить таблицу. Какие гидроксиды проявляют амфотерные свойства? Сопоставьте полученные значения с данными ПСХЭ Д.И. Менделеева.
5. Где в ПСХЭ располагаются элементы, гидроксиды которых амфотерны? Приведите примеры амфотерных гидроксидов, которые в работе не использовались.
6. Составить УХР взаимодействия гидроксидов с кислотами и щелочами (при составлении продуктов взаимодействия амфотерных гидроксидов с щелочами опирайтесь на **ПРИЛОЖЕНИЕ 7**).
7. Назвать все соединения.
8. Сделать вывод.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 6 *ИССЛЕДОВАНИЕ РЕАКЦИОННОЙ СПОСОБНОСТИ МЕТАЛЛОВ*

1. Введение. Если металлическую пластину, например медную, погрузить в воду (или раствор соли меди), то из слоя металла, находящегося на границе с водой, положительно заряженные ионы Cu^{2+} начнут переходить в воду (пластина приобретает отрицательный заряд). Между отрицательно заряженной пластиной и перешедшими в раствор положительными ионами возникает электростатическое притяжение, что препятствует дальнейшему переходу ионов меди в раствор, то есть процесс растворения металла прекращается. Одновременно развивается противоположный процесс: ионы меди из раствора, подойдя к поверхности пластины, принимают от нее электроны и переходят в нейтральное состояние. Через какой-то промежуток времени скорость перехода ионов из металла в раствор становится равной скорости перехода ионов из раствора на металл. Наступает равновесие. Схематически описанное явление представлено на рис. 4.

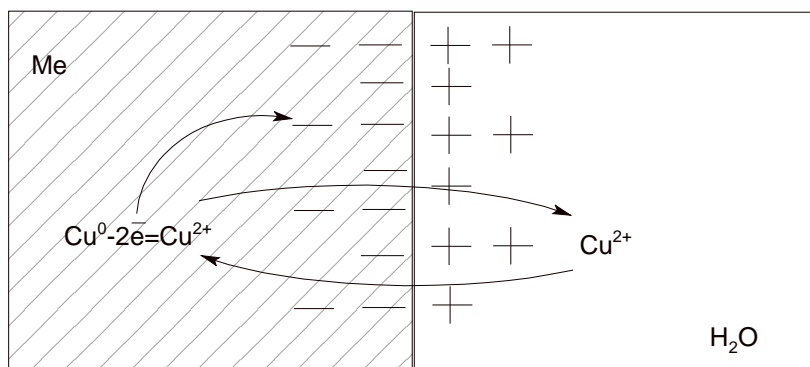
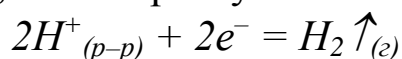


Рис.4. Схема процесса, протекающего на границе раздела металл–вода

Система, состоящая из электрического проводника и раствора (или расплава) электролита, в который погружен проводник, называется электродом. Так, медная пластина в водном растворе сульфата меди – типичный электрод, обозначаемый Cu/Cu^{2+} . Состояние равновесия электродного процесса определяется электродным потенциалом (E). Непосредственно измерить абсолютное значение электродного потенциала невозможно, но его можно определить сравнением с известным потенциалом другого электрода – электрода сравнения. В качестве электрода сравнения применяют водородный электрод, на котором устанавливается равновесие:



Потенциал водородного электрода при концентрации в растворе ионов H^+ , равной 1 моль/л, давлении газообразного водорода в 101325 Па и при 25⁰С (стандартные условия) принят равным нулю: $E(H_2/2H^+) = 0,00В$. Электрод, потенциал которого сравнивается с потенциалом водородного электрода, должен находиться при тех же стандартных условиях. Его называют стандартным потенциалом (E^0). Значения стандартных электродных потенциалов (см. **ПРИЛОЖЕНИЕ 8**) могут принимать как положительные, так и отрицательные значения. Положительное значение E^0 говорит о возможности самопроизвольного процесса осаждения ионов металла и о невозможности противоположного процесса – растворения металла в кислотных растворах с концентрацией ионов водорода 1 моль/л. Отрицательное значение E^0 свидетельствует о невозможности осаждения ионов из раствора и о

самопроизвольном осуществлении процесса в противоположном направлении.

Если расположить стандартные электродные потенциалы металлов $E^0(Me/Me^{n+})$ в порядке уменьшения их отрицательного значения и повышения положительного, то есть в порядке возрастания электродных потенциалов, то получится ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений металлов). Чем более отрицателен электродный потенциал, тем выше способность металла посылать ионы в раствор и тем сильнее проявляет себя металл как восстановитель. Все металлы, расположенные до водорода, то есть имеющие отрицательное значение электродного потенциала, растворяются в кислотах с концентрацией ионов водорода 1 моль/л. Если $E^0 > 0$, то металл является окислителем по отношению к водороду и не вытесняет его из растворов, содержащих по 1 моль/л ионов водорода и катионов металла, а наоборот, водород вытесняет металл из раствора соли.

В данной работе предлагается на основе экспериментальных данных составить электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов и сравнить его с имеющимся.

2. Реактивы и оборудование: 0,1 М растворы солей цинка, железа (II), олова, свинца, меди, серебра; гранулы или кусочки металлов (*Zn, Fe, Sn, Pb, Cu, Ag*); стаканы (6 шт.); пинцет.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Подготовить таблицу для записи данных опыта.

Таблица 6

Результаты определения способности некоторых металлов вытеснять другие из растворов их солей

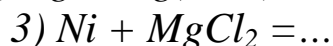
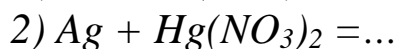
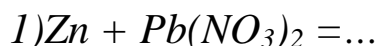
| <i>Me</i> , опускаемый в раствор | Ионы Me^{n+} в растворе | | | | | |
|----------------------------------|---------------------------|-----------|-----------|-----------|-----------|--------|
| | Zn^{2+} | Fe^{2+} | Sn^{2+} | Pb^{2+} | Cu^{2+} | Ag^+ |
| <i>Zn</i> | | | | | | |
| <i>Fe</i> | | | | | | |
| <i>Sn</i> | | | | | | |
| <i>Pb</i> | | | | | | |
| <i>Cu</i> | | | | | | |
| <i>Ag</i> | | | | | | |

2. В стаканы поместить по 1–2 мл растворов солей цинка, железа, олова, свинца, меди, серебра.
3. Во все растворы (кроме соли цинка) опустить на 2–3 мин по грануле металлического цинка. Что происходит на поверхности цинка при его взаимодействии с растворами взятых солей? Вынуть цинк из ячеек и опустить в них (кроме соли железа) железные кусочки (кнопки). Какие металлы вытесняются из растворов соответствующих солей железом?
4. Провести аналогичные опыты с оловом, свинцом и медью. Наблюдать, в каких случаях протекает вытеснение металлов из их солей.
5. Заполнить таблицу 6 данными наблюдений, поставив знак "+" под ионами металлов в тех случаях, когда металлы вытеснялись из соответствующих солей в свободном состоянии при действии тех или других металлов, и знак "-" – в случаях, когда вытеснение не происходило.
6. Составить ОВР всех происходящих реакций.
7. Расположить металлы в ряд по убыванию их восстановительной активности.
8. Выписать стандартные потенциалы необходимых металлов (см. **ПРИЛОЖЕНИЕ 8**). Соответствует ли экспериментально составленный ряд металлов их положению в ряду напряжений?
9. Принимая нормальный электродный потенциал водорода равным нулю, поместить его в полученный ряд.
10. Какие из исследованных металлов могут вытеснять водород из разбавленных кислот?
11. Сделать вывод.

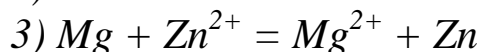
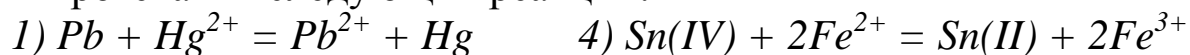
4. Упражнения

24. Перечислить металлы, которые могут вытеснить железо из растворов его солей.
25. Какие металлы из перечисленных: *Ag, Pb, Fe, Cr, Hg, Au, Sn, Pt, Cd, Mn* – не будут вытеснять водород из разбавленной соляной кислоты?
26. Составить уравнения реакций между магнием, алюминием, марганцем, железом, цинком и хлороводородной кислотой. Будут ли протекать подобные реакции, если вместо *HCl* взять *HNO₃* ?

27. Написать уравнения реакций, которые принципиально осуществимы:



28. Пользуясь ПРИЛОЖЕНИЕМ 8, предскажите возможность протекания следующих реакций:



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО РАБОТАМ ТРЕТЬЕГО ПРАКТИКУМА

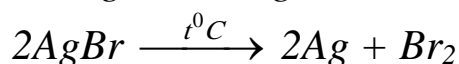
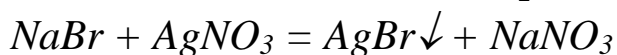
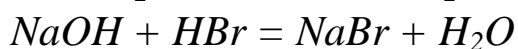
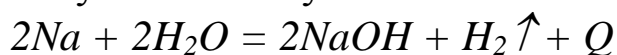
1. Прочитать описание действий ученика и представить эту информацию в виде молекулярных и ионных уравнений реакций.

Выполняя практическую работу, ученик прилил к раствору карбоната калия раствор хлорида кальция, затем последовательно в ту же пробирку добавлял растворы соляной кислоты, нитрата серебра, сульфата железа (III) и гидроксида натрия. После этого он попытался понять, что же у него в пробирке. Итак, какие вещества в конечном итоге оказались в пробирке?

2. На графиках показано изменение скоростей прямой и обратной реакции и изменение концентраций исходных веществ и продуктов для одной и той же обратимой химической реакции. Обозначить координатные оси на каждом из графиков. На основе этой информации составить условия двух задач (для *a* и *б*).

Рис. 5. Изменение скорости прямой и обратной реакции

3. Предложенные ниже уравнения химических реакций описать словами, не используя символику:



4. Составить инструкцию по умягчению воды. Учесть, что этой инструкцией в дальнейшем будут пользоваться домохозяйки, далекие от химии.

5. При составлении расчетных задач авторы иногда увлекаются и забывают о том, что содержание задачи должно соответствовать реальному химическому процессу. В подтверждение этого приведем текст задачи, которая предлагалась в 1991 году поступающим на лечебный факультет Московской медицинской академии:

К раствору нитрата алюминия массой 200 г с массовой долей 15% добавили 7,8 г калия. Вычислить массовые доли веществ в образовавшемся растворе. Почему условие данной задачи нереально? Решить эту задачу (на дополнительную оценку).

6. Для маленьких детей любой металл – железо. Как объяснить малышу, что металлы бывают разными и что их нельзя называть одним словом "железо"? Нарисовать схему опыта, которым можно сопроводить объяснение.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 7 **ПОЛУЧЕНИЕ ХЛОРОВОДОРОДНОЙ КИСЛОТЫ И** **ИССЛЕДОВАНИЕ ЕЕ СВОЙСТВ**

1. Введение. Соляной кислотой называют раствор газообразного хлорида водорода (HCl) в воде. Хлороводород – едкий газ с резким запахом, при нормальных условиях (н.у.) его растворимость в воде составляет 57,7 г на 100 г воды. Концентрированная соляная кислота имеет запах хлора и дымит на воздухе, особенно влажном. В водном растворе почти все находящиеся в нем молекулы HCl диссоциированы на ионы, образуя катионы водорода H^+ и анионы хлора Cl^- . Наличие ионов

H^+ и определяет кислотные свойства соляной кислоты. Она вступает в реакции, характерные для сильных кислот. Соли соляной кислоты называют хлоридами. Они образуются при реакциях соляной кислоты с активными металлами, их оксидами, гидроксидами, карбонатами. Существуют растворимые ($NaCl$, $CuCl_2$, $FeCl_3$ и др.) и нерастворимые в воде хлориды ($PbCl_2$, $AgCl$ и др.). Некоторые хлориды способны присоединять воду, образуя кристаллогидраты, например: $FeCl_3 \cdot 4H_2O$; $MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Выпадение белого осадка хлорида серебра $AgCl$ считают качественной реакцией на хлорид-ионы (см. **ПРИЛОЖЕНИЕ 10**).

В данной работе предлагается самостоятельно получить раствор хлорида водорода (соляную кислоту) по реакции взаимодействия твердого хлорида натрия с концентрированной серной кислотой при медленном нагревании; доказать качественный состав кислоты и исследовать ее характерные химические свойства.

2. Реактивы и оборудование: кристаллический хлорид натрия; концентрированная серная кислота; металлический цинк и медь; оксид меди (II); $CaCO_3$ (мел или мрамор); лакмусовая бумага (синяя); вода; фенолфталеин; раствор $NaOH$; раствор $CuCl_2$; раствор $AgNO_3$; набор пробирок (10 шт.); стеклянная палочка; пробка с газоотводной трубкой; штатив с лапками; спиртовка; держатель для пробирок; U-образная трубка; вата; пробирка-реактор; спиртовка; спички.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Собрать прибор, состоящий из пробирки с пробкой и газоотводной трубкой, соединенной с U-образной трубкой. В пробирку-реактор насыпать 2–3 г хлорида натрия и прилить 1–2 мл концентрированной серной кислоты (очень аккуратно!). Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить в U-образный сосуд, заполненный на 1/3 водой (стеклянная трубка не должна касаться воды). Отверстия U-образной трубки закрыть ватными тампонами. Реакционную пробирку немного нагреть.

2. Составить УХР получения соляной кислоты.

3. Разлить полученный раствор кислоты в 7 пробирок.

4. Экспериментально доказать качественный состав полученной кислоты.

5. Исследовать химические свойства кислоты:

а) взаимодействие с металлами: цинком и медью;

б) взаимодействие с оксидами металлов: оксидом меди при нагревании;

в) взаимодействие с гидроксидами металлов: гидроксидом натрия и свежеприготовленным гидроксидом меди (II). Как обнаружить визуально, что гидроксид натрия взаимодействует с соляной кислотой? Подтвердить экспериментально;

г) взаимодействие с солями более слабых кислот: карбонатом кальция.

6. Составить УХР, прошедших до конца.

7. Результаты исследований представить в виде таблицы.

8. Сделать вывод.

*9. Решить задачу.

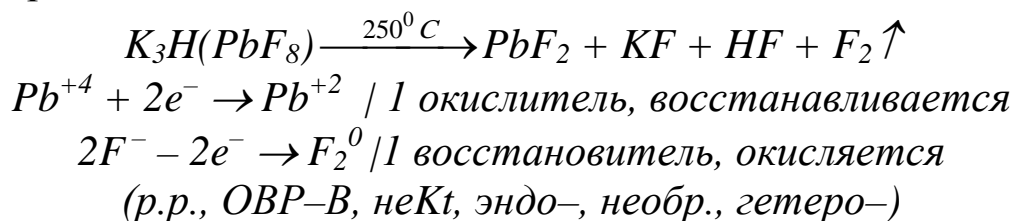
Газ, выделившийся при нагревании хлорида натрия с концентрированной серной кислотой, прореагировал с бихроматом калия ($K_2Cr_2O_7$). Какую массу $K_2Cr_2O_7$ и $NaCl$ нужно взять, чтобы выделившегося газа хватило для взаимодействия с 5,6 г железа?

4. Упражнения

29. Составить УХР. ОВР уравнивать методом электронного или электронно-ионного баланса. Для реакций обмена написать полное и сокращенное ионное (ионно-молекулярное) уравнение. В скобках указать типы химической реакции, используя следующие сокращения: *реакция соединения (р.с.); реакция разложения (р.р.); реакция замещения (р.з.); реакция обмена (р.о.); окислительно-восстановительная реакция (ОВР), причем внутримолекулярная (ОВР-В), межмолекулярная (ОВР-М), диспропорционирования, дисмутации или самоокисления-самовосстановления (ОВР-Д); неокислительно-восстановительная (неОВР); каталитическая (Кт); некаталитическая (неКт); экзотермическая (экзо-); эндотермическая (эндо-); обратимая (обр.); необратимая (необр.); гомогенная (гомо-); гетерогенная (гетеро-).*

* ЗАДАНИЯ ПОВЫШЕННОЙ СЛОЖНОСТИ

Пример:



- | | |
|--|--|
| 1) $Cl_2 + H_2 = \dots$ | 2) $Cl_2 + P = \dots$ |
| 3) $Cl_2 + Cu = \dots$ | 4) $Cl_2 + Fe = \dots$ |
| 5) $Cl_2 + Na = \dots$ | 6) $Cl_2 + Au = \dots$ |
| 7) $Cl_2 + H_2O = \dots$ | 8) $Cl_2 + KOH_{(хол)} = KClO + \dots$ |
| 9) $Cl_2 + KOH_{(гор)} = KClO_3 + \dots$ | 10) $Cl_2 + KBr = \dots$ |
| 11) $Cl_2 + FeCl_2 = \dots$ | 12) $Cl_2 + CO = \dots$ |
| 13) $Cl_2 + MgBr_2 = \dots$ | 14) $HCl + Zn = \dots$ |
| 15) $HCl + Al = \dots$ | 16) $HCl + O_2 = \dots$ |
| 17) $HCl + CuO = \dots$ | 18) $HCl + MnO_2 = \dots$ |
| 19) $HCl + Al(OH)_3 = \dots$ | 20) $HCl + AgNO_3 = \dots$ |
| 21) $HCl + KMnO_4 = \dots$ | 22) $HCl + NH_3 = \dots$ |

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 8

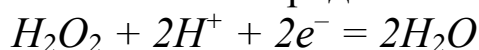
ИССЛЕДОВАНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО–ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

1. Введение. Пероксид водорода – неустойчивое соединение, которое при хранении разлагается на воду и кислород. Чем меньше концентрация раствора, тем он устойчивее. Для замедления разложения используют добавки фосфорной, салициловой кислот и других веществ. В медицине пероксид водорода используют для гигиены полости рта, для лечения некоторых сыпей, септических ран, для пропитки хирургических перевязочных материалов. Водорода пероксид используют для реставрации потемневших картин. Ввиду безвредности для организма пероксид водорода применяют в пищевой промышленности для отбеливания шоколада, рубцов и оболочек в производстве сосисок.

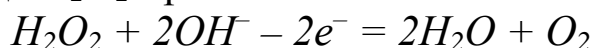
При попадании на кожу концентрированного раствора водорода пероксида возникают ожоги, жжение, зуд и образование пузырей, кожа при этом белеет. Обожженное место следует

быстро промыть водой. Удалить пятна на одежде невозможно, так как пероксид обладает отбеливающими свойствами, которые используют домохозяйки при стирке и отбеливании белья (льна, хлопка, шерсти).

Пероксид водорода может проявлять окислительные и восстановительные свойства. Наиболее характерны окислительные свойства в кислой среде:



В щелочной среде H_2O_2 проявляет восстановительные свойства:



В данной работе предлагается исследовать окислительно–восстановительные свойства пероксида водорода.

2. Реактивы и оборудование: набор пробирок (10 шт.); спиртовка; спички; держатель; 3% раствор пероксида водорода; растворы KI , $AgNO_3$, $NaOH$, $KMnO_4$, $CrCl_3$, $Pb(NO_3)_2$, H_2SO_4 , NH_4OH , Na_2S , $FeCl_3$, NH_4SCN ; кристаллический $FeSO_4$.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Отбелка пероксидом водорода.

Немного темной шерсти обработать для удаления жира разбавленным раствором щелочи и погрузить в две пробирки с 3% раствором H_2O_2 . Одну оставить для сравнения, а другую нагреть. Установить время, которое понадобится для отбеливания шерсти без нагревания и с нагреванием. Сделать вывод о влиянии нагревания на отбелку шерсти пероксидом водорода.

2. Провести серию опытов по выяснению окислительно–восстановительных свойств пероксида водорода. Составить УХР. Указать роль пероксида водорода в проведенных реакциях (уравнять схемы реакций методом электронно–ионного баланса).

А. К 2 мл раствора $Pb(NO_3)_2$ прилить равный объем раствора Na_2S , нагреть до кипения. Обратит внимание на цвет выпавшего осадка. Слить раствор с осадка. Прилить к осадку 3 мл 3% раствора пероксида водорода и слегка нагреть. Как изменяется окраска осадка?

Б. К 2 мл раствора $CrCl_3$ добавить раствор $NaOH$ до растворения первоначально образовавшегося осадка. К полученному раствору добавить раствор пероксида водорода. Наблюдать изменение

окраски раствора за счет перехода тетрагидроксохромата (III) натрия в хромат (VI).

В. В две пробирки внести по 2 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа (II) и 1 мл раствора серной кислоты. В первую добавить раствор пероксида водорода. Перемешать. Обратит внимание на происходящие изменения. Присутствие Fe^{3+} обнаружить роданид-ионом (SCN^-) по появлению кроваво-красного окрашивания.

Г. К 2 мл раствора KI прибавить 3% раствор пероксида водорода. Наблюдать появление окраски. Чем она вызвана?

Д. Налить в пробирку 2–3 мл раствора $AgNO_3$ и добавлять по каплям раствор аммиака (без избытка!) до исчезновения образовавшейся мути. К полученному раствору прилить 3% раствор пероксида водорода до образования осадка металлического серебра.

Е. Налить в пробирку 1 мл концентрированного раствора $KMnO_4$, 2 мл раствора серной кислоты и 1–2 мл раствора пероксида водорода. Наблюдать изменение цвета раствора.

3. Результаты эксперимента оформить в виде таблицы.

Таблица 7

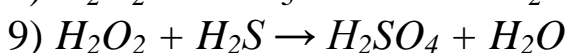
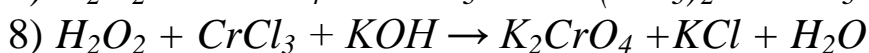
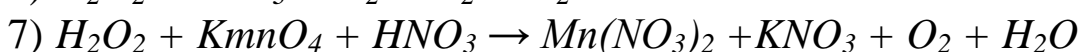
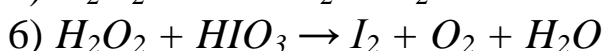
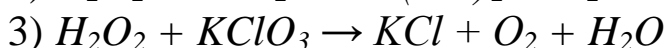
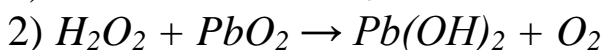
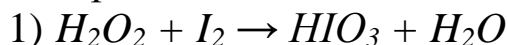
Результаты исследования окислительно–восстановительных свойств пероксида водорода

| Что делали | Что наблюдали | УХР | Вывод |
|------------|---------------|-----|-------|
| | | | |

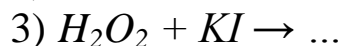
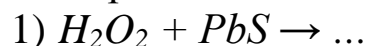
4. Сделать вывод.

4. Упражнения

30. Уравнять схемы реакций методом электронного или электронно–ионного баланса:



31. Закончить уравнения реакций. Уравнять методом электронного или электронно–ионного баланса.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 9
РАСПОЗНАВАНИЕ МИНЕРАЛЬНЫХ УДОБРЕНИЙ
(контрольная экспериментальная работа)

1. Введение. В данной работе предлагается распознать по физическим и химическим свойствам выданные образцы минеральных удобрений.

2. Реактивы и оборудование: пробирки (10 шт.); дистиллированная вода; спиртовка; растворы $BaCl_2$, $AlCl_3$, $NaOH$; медная проволока для внесения удобрения в пламя спиртовки.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Используя данные **ПРИЛОЖЕНИЯ 9** и проведя необходимый эксперимент, установить выданное вещество.

2. Составить подробную инструкцию по выполнению анализа данного минерального удобрения.

3. Сделать вывод.

4. Выполнить задание.

Зола – одно из минеральных удобрений, которое издавна применяется человеком. В зависимости от сожженного вещества состав ее бывает разным. Наибольшая массовая доля оксида фосфора (V) в золе березы – 7,1%, меньше – в золе ржаной соломы (4,7%). В золе подсолнечника и сосны его массовая доля почти одинакова: 2,5 и 2% соответственно. Оксида калия больше всего содержится в золе подсолнечника – 36,28%! В золе остальных растений массовая доля оксида калия значительно меньше: в золе ржаной соломы – 16,18%, березы – 13,3%, в золе сосны – только 6,9%. Не одинаково и содержание оксида кальция. Здесь на первом месте опять зола березы (36,3%), на втором – зола сосны (31,8%), на третьем – зола подсолнечника (18,54%). Завершает этот список зола ржаной соломы – всего 8,5%.

На основе этой информации составить таблицу, которую назвать "Примерный состав золы". С помощью составленной таблицы определить какую золу лучше использовать на кислых почвах. Почему?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 10
ИЗУЧЕНИЕ АДСОРБЦИИ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ
РАЗЛИЧНЫМИ АДСОРБЕНТАМИ

1. Введение. Под адсорбцией понимают повышение содержания соединения на поверхности некоторой твердой фазы вещества, то есть когда поверхность одного вещества (бумаги, ткани и т.д.) поглощает частицы другого вещества (чернил и т.п.). Твердое вещество, на котором происходит адсорбция, называют адсорбентом или адсорбирующим средством; вещество, которое адсорбируется, иногда называют адсорбатом. Различают неполярные (активированный уголь и др.) и полярные (оксид железа (III), оксид алюминия, углеводы: крахмал, сахар, целлюлоза и др.) адсорбенты. Очень хороший адсорбент – уголь. Причем не каменный, а древесный, и не просто древесный, а активный (активированный). Такой уголь продают в аптеках обычно в виде таблеток. Активный уголь отличается от обычного тем, что у него гораздо большая поверхность. Его частицы буквально пронизаны порами (для этого уголь особым способом обрабатывают и удаляют из него примеси). А так как адсорбция – это поглощение поверхностью, то ясно: чем больше поверхность, тем и поглощение лучше. Есть много других веществ, которые могут служить адсорбентами: сухая размолотая глина, мел, промокательная бумага, то есть самые разнообразные вещества, но обязательно с развитой поверхностью. Адсорбентами являются и некоторые пищевые продукты – хлеб, который впитывает посторонние запахи (недаром пшеничный хлеб не советуют держать в одной упаковке со ржаным – их запахи смешиваются и каждый теряет свой особый аромат). Очень хороший адсорбент – воздушная кукуруза, или кукурузные палочки.

Практическое значение адсорбционных явлений очень велико (противогазы, крашение тканей, дубление кож и т.д.). Сейчас на многих кухнях над газовыми плитами ставят разнообразные устройства для очистки воздуха от чада и дыма. В таких устройствах, помимо прочего, есть патрон с каким-либо адсорбентом, через который прогоняют воздух. Когда вся поверхность будет занята посторонними, "впитанными" из воздуха частицами, патрон заменяют свежим.

Данная работа посвящена изучению адсорбции уксусной кислоты на различных адсорбентах (древесном и активированном углях, силикагеле). Адсорбция неэлектролитов (например, уксусной кислоты) на границе раздела твердое тело – жидкость (т–ж) носит молекулярный характер. Адсорбированные поверхностью частицы не неподвижны, а совершают известные колебательные движения в ее плоскости. При этом некоторые из них могут оторваться и вновь перейти в соприкасающуюся с поглотителем фазу. С другой стороны, о поверхность адсорбента непрерывно ударяются новые молекулы и часть их может на ней задержаться. В результате одновременного наличия обоих процессов устанавливается динамическое адсорбционное равновесие, то есть состояние, при котором за единицу времени столько же частиц на поверхности вновь задерживается, сколько и удаляется с нее.

Величину адсорбции (A) легко определить, измеряя изменение молярной концентрации растворенного вещества (адсорбата) в растворе в результате адсорбции. Массу адсорбированного вещества на адсорбенте рассчитывают по формуле

$$A = 1000 \cdot \frac{(C_1 - C_2)}{m} \cdot V, \quad (7)$$

где A – величина адсорбции, моль/г адсорбента; C_1 – исходная концентрация, моль/л; C_2 – равновесная концентрация, моль/л; V – объем раствора, взятый для адсорбции, мл; m – масса адсорбента, г.

2. Реактивы и оборудование: 0,05 М раствор $NaOH$; растворы приблизительной концентрации (0,2; 0,1; 0,05; 0,025;

0,0125 М) уксусной кислоты; активированный и древесный угли; силикагель; ступка с пестиком; бюретка; штатив; колбы с притертыми пробками (2 шт.); воронки конические (2 шт.); стаканы (2 шт.); фильтры бумажные (2 шт.); фенолфталеин; весы; колбы для титрования (3 шт.); пипетка на 10 мл и 50мл; груша.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Приготовить таблицу 8 для записи результатов эксперимента.

Таблица 8

Результаты определения массы адсорбированной кислоты $m_A(CH_3COOH)$

| До адсорбции | | | | После адсорбции | | | | $\Delta C^{cp.}$ | А, моль/г | $\nu_A(CH_3COOH)$, МОЛЬ | $m_A(CH_3COOH)$, г |
|-------------------|------------------|----------------------------|----------------------|-------------------|------------------|----------------------------|----------------------|-------------------------------------|-----------|-----------------------------|------------------------|
| V(кислоты), мл | V(щелочи), мл | C_1 (кислоты), МОЛЬ/Л | $C_1^{cp.}$, МОЛЬ/Л | V(кислоты), мл | V(щелочи), мл | C_2 (кислоты), МОЛЬ/Л | $C_2^{cp.}$, МОЛЬ/Л | $C_1^{cp.} - C_2^{cp.}$, МОЛЬ/Л | | | |
| | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | |

2. Выяснить, какой из адсорбентов использовать в работе (1 – древесный уголь, 2 – активированный уголь, 3 – силикагель).

3. Выяснить, какой концентрации использовать раствор уксусной кислоты (а – 0,2М; б – 0,1М; в – 0,05М; г – 0,025М; д – 0,0125М).

4. Установить точную концентрацию раствора кислоты (C_1) титрованием раствора щелочи в присутствии фенолфталеина.

5. Добавить к первой порции (50 мл) исследуемого раствора 0,5 г адсорбента (таблетка или гранулы, но не порошок!), а ко второй – 0,5 г порошка адсорбента.

6. Встряхивать колбы 15 минут.

7. Отфильтровать растворы.

8. Установить равновесную концентрацию кислоты (C_2) титрованием раствора щелочи с использованием фенолфталеина (для титрования брать по 10 мл раствора, титровать 3 раза).

9. По средним значениям $C_1^{cp.}$ и $C_2^{cp.}$ рассчитать массу адсорбированной на данном адсорбенте кислоты (для гранул и порошка отдельно).

10. По данным всего класса построить кривые адсорбции для данного адсорбента (отдельно для гранул и порошка), откладывая

на оси ординат значения A , а на оси абсцисс – значения C_2^{cp} . (см. **ПРИЛОЖЕНИЕ 4**).

11. Установить характер зависимости величины адсорбции от концентрации уксусной кислоты в растворе (если зависимость линейна, вывести уравнение прямой) и площади поверхности адсорбента.

12. По данным параллельных классов построить кривые адсорбции уксусной кислоты на других адсорбентах.

13. Установить по кривым наиболее активный адсорбент для уксусной кислоты, его состояние (гранулы или порошок).

*14. По данным исследования выяснить, как соотносятся по мере увеличения концентрации кислоты абсолютная величина адсорбции (то есть общее число адсорбированных молекул) и относительная величина адсорбции (адсорбированная часть в % от общего числа молекул в системе).

15. Сделать вывод.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 11

КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ СМЕСИ КАТИОНОВ И АНИОНОВ (контрольная экспериментальная работа)

1. Введение. В качественном химическом анализе преимущественно имеют дело с водными растворами электролитов, поэтому аналитическими реакциями (качественными) открывают образующиеся при диссоциации катионы и анионы. В форме катионов существуют элементы различных групп ПСХЭ (I–А, II–В, I–В, II–А, III–А, IV–А, УШ–В), поэтому и аналитические свойства катионов различны. Однако с помощью групповых реактивов из общей смеси катионов можно выделить отдельные группы катионов со сходными аналитическими свойствами – аналитические группы. Выполнение анализа смеси катионов можно проводить по кислотно–основной схеме.

Кислотно–основная классификация катионов

| Группа | Катионы | Групповой реактив | Растворимость соединений |
|--------|---|------------------------|---|
| I | Na^+, K^+, NH_4^+ | — | Хлориды, сульфаты и Гидроксиды растворимы в воде |
| II | Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+} | HCl | Хлориды нерастворимы в воде и разбавленных кислотах |
| III | $Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$ | $H_2SO_4 + C_2H_5OH$ | Сульфаты нерастворимы в воде и кислотах |
| IV | $Cr^{3+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, Sn^{2+}, Sn(IV)$ | $NaOH$ (изб.) | Гидроксиды растворимы в избытке щелочи (амфотерны) |
| V | $Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Mg^{2+}, Bi^{3+}, Sb^{3+}, Sb(V)$ | $NaOH$ (NH_4OH) | Гидроксиды нерастворимы в избытке щелочи и аммиаке |
| VI | $Cu^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}$ | NH_4OH (изб.) | Гидроксиды растворимы в избытке аммиака |

Кислотно–основная классификация (см. табл. 9.) основана на различной растворимости гидроксидов, хлоридов, сульфатов. Групповыми реактивами этого метода являются растворы кислот и оснований.

В форме анионов существуют обычно *p*-элементы IV, V, VI, VII групп ПСХЭ. Для анализа смеси анионов большое значение имеет их способность образовывать с катионами труднорастворимые соединения. Классификация анионов по этой способности связана с использованием солей бария и серебра в качестве групповых реагентов. По этой классификации анионы делят на 3 аналитические группы.

Классификация анионов, основанная на реакциях осаждения

| Группа | Анионы | Групповой признак | Групповой реактив |
|--------|--|---|---|
| I | $SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, S_2O_3^{2-}, Cr_2O_7^{2-}, C_2O_4^{2-}$ | Соли бария и серебра Нерастворимы в воде, но растворимы в HNO_3 , HCl (за исключением $BaSO_4$) | $BaCl_2$ в нейтральной или слабощелочной среде |
| II | Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-} | Соли бария растворимы, а соли серебра нерастворимы в воде и HNO_3 | $AgNO_3$ в азотнокислой среде (1:1) |
| III | $NO_3^-, CH_3COO^-, NO_2^-, MnO_4^-$ | Соли бария и серебра растворимы в воде | — |

В данной работе предлагается самостоятельно определить качественный состав выданной смеси, используя таблицу качественных реакций анионов и катионов (см. **ПРИЛОЖЕНИЕ 10**). Выданная смесь обязательно содержит 2 катиона и 2 аниона (не учитывая OH^- и H^+). Предварительно установите, из каких аналитических групп эти ионы (используя групповые реактивы). Если результат окажется неправильным, то анализ следует переделать и в конце отчета указать: «После проверки в смеси открыты следующие ионы...», – написав при этом соответствующие уравнения реакций.

2. Реактивы и оборудование: смеси катионов и анионов; набор пробирок; предметные стекла; спички; лакмусовая бумага; медная проволока для внесения образца смеси в пламя спиртовки; стеклянная палочка; цинк; сульфат железа (II); концентрированные HCl и H_2SO_4 ; растворы (щелочи, HCl , KI , K_2CrO_4 , H_2SO_4 , щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4$), NH_4OH , H_2O_2 , $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $KSCN$ или NH_4SCN , Na_2HPO_4 , NH_4Cl , $Na_2S_2O_3$, $BaCl_2$, $Sr(NO_3)_2$, $CaCl_2$, $AgNO_3$, $KMnO_4$, HNO_3 , $MgCl_2$, этилового спирта, $FeCl_3$, ализарина, CH_3COOH , KF , $Ca(OH)_2$).

3. Порядок и техника выполнения работы

1. Приготовить таблицу для записи результатов анализа.

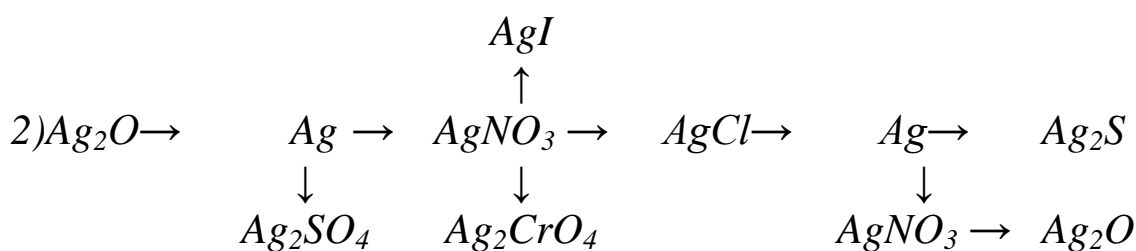
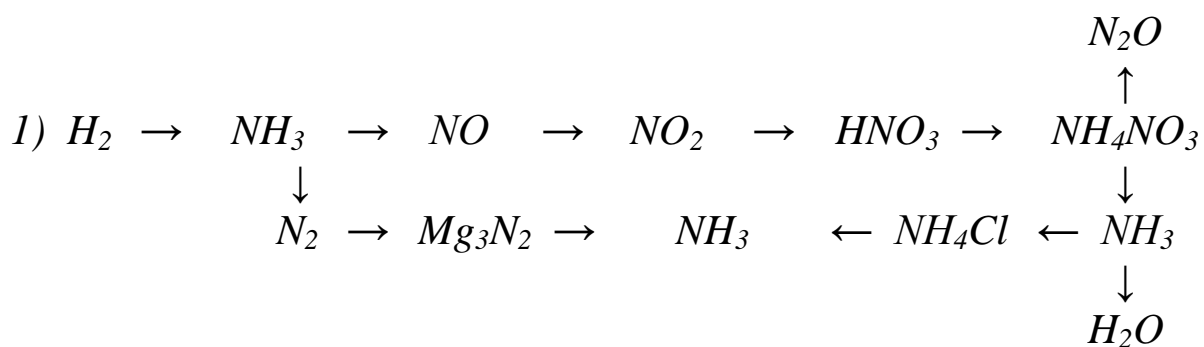
Результаты определения качественного состава выданной смеси

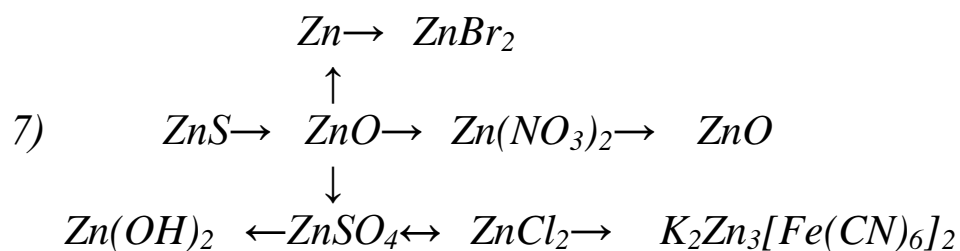
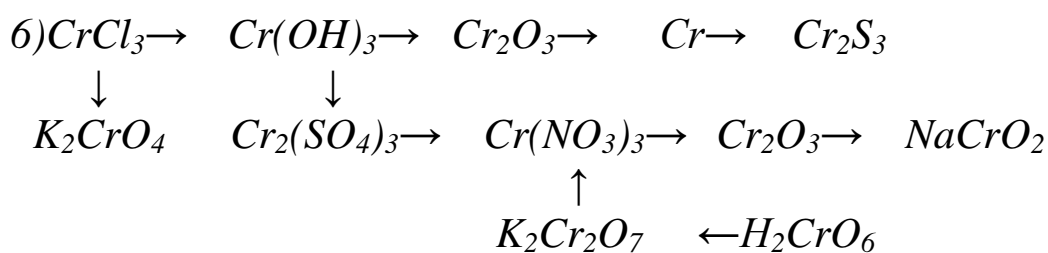
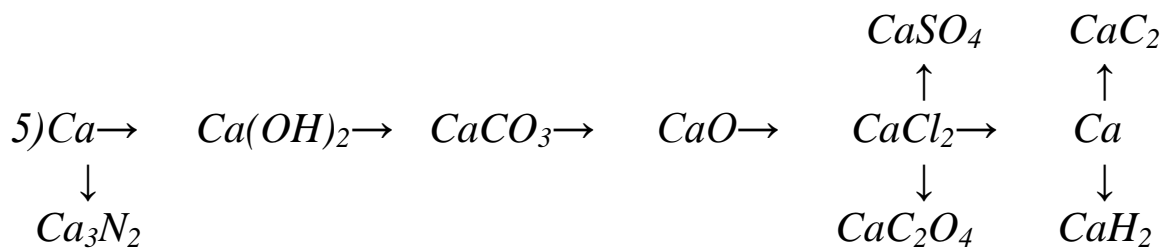
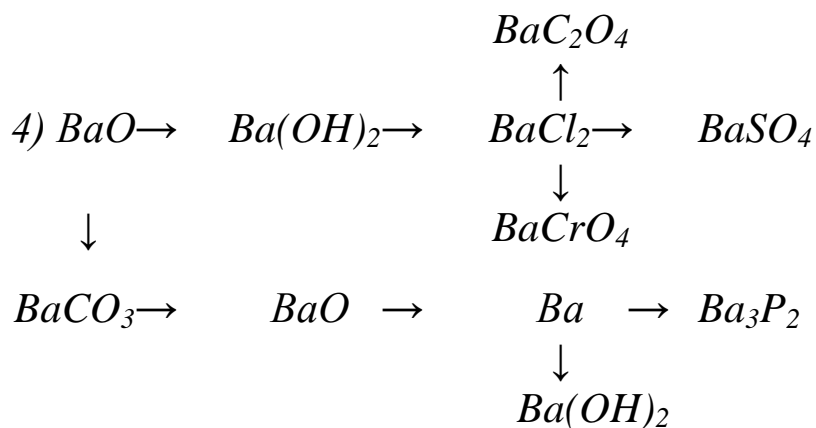
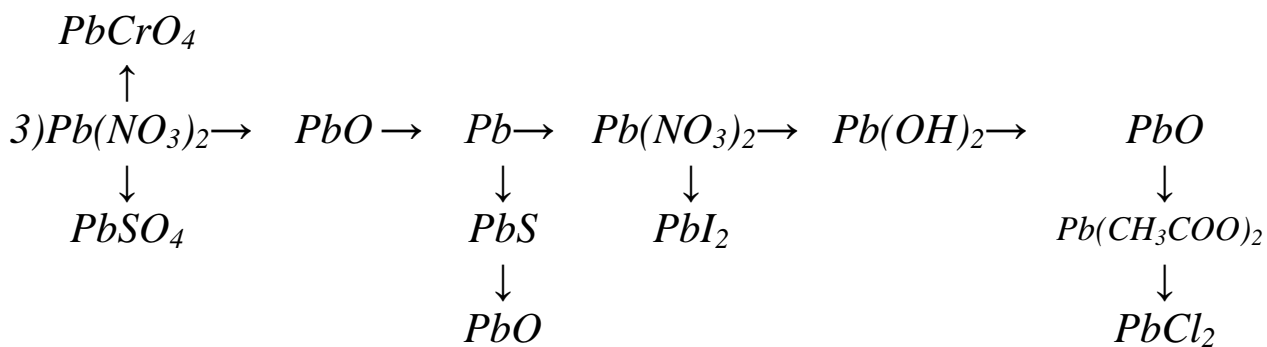
| Выполняемая операция | Реактив | Наблюдения | УХР | Вывод |
|----------------------|---------|------------|-----|-------|
| | | | | |

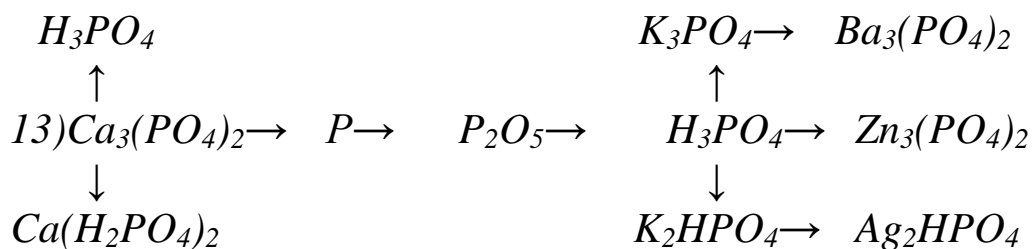
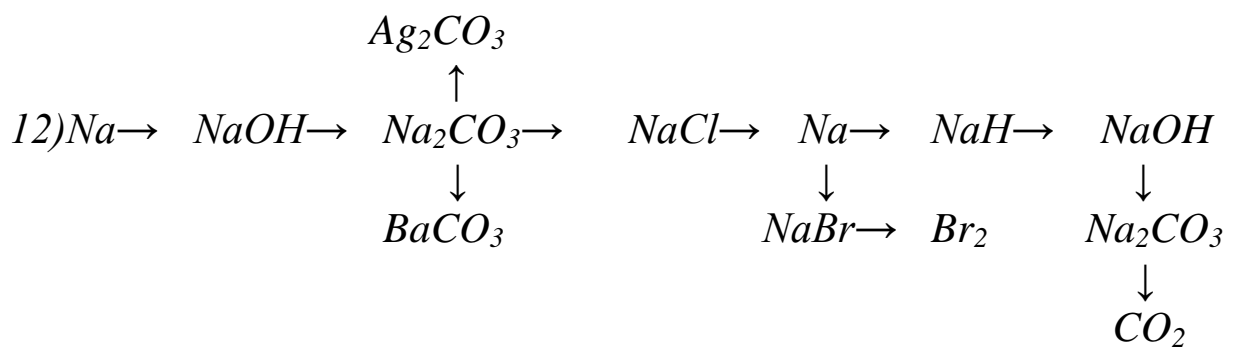
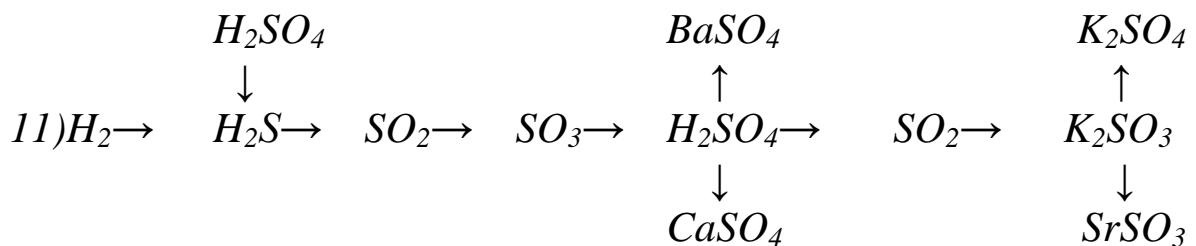
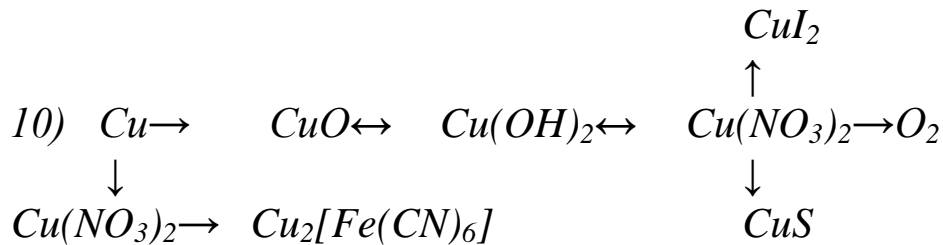
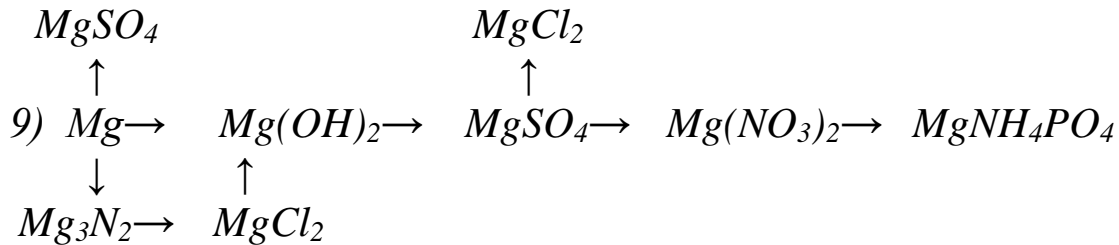
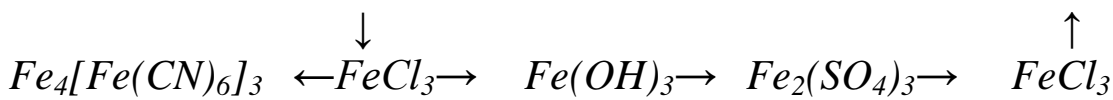
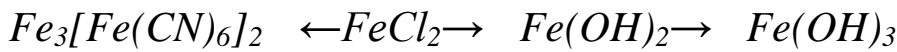
- Получить смесь катионов и анионов.
- Используя **ПРИЛОЖЕНИЕ 10**, таблицы 10 и 11 и проведя необходимый эксперимент, установить качественный состав выданной смеси (2 катиона и 2 аниона).
- Отчет о проведении анализа и его результатах должен включать уравнения реакций в ионной форме для открытых в ходе анализа ионов, наблюдения и выводы, сделанные на их основе.

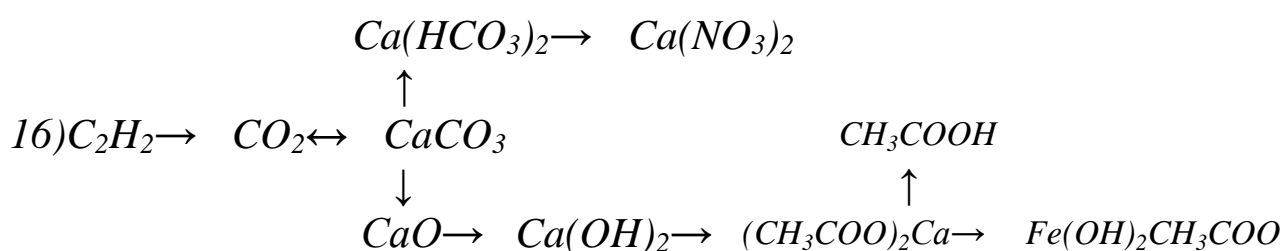
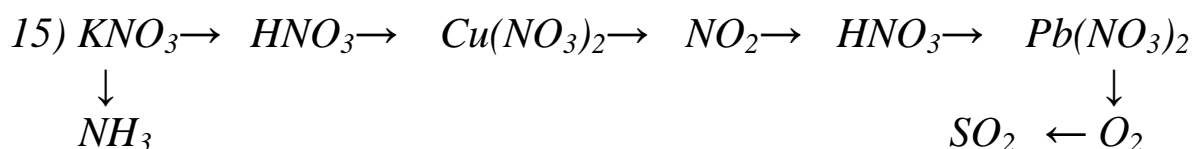
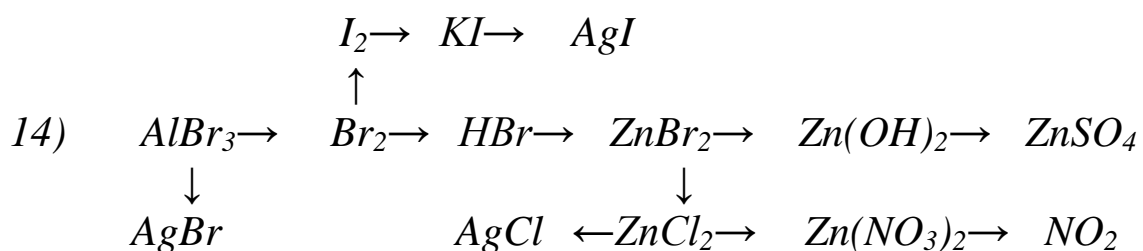
4. Упражнения

32. Написать УХР, при помощи которых можно осуществить следующие превращения. ОВР уравнивать методом электронного или электронно-ионного баланса. Назвать все соединения. Для реакций, протекающих в растворах электролитов, составить не только молекулярные, но и ионные (полные и сокращенные) уравнения реакций. Указать, какие из уравнений являются качественными реакциями на ионы (анионы или катионы):









КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО РАБОТАМ ЧЕТВЕРТОГО ПРАКТИКУМА

1. Пользуясь приведенным описанием, нарисовать прибор для получения хлороводорода.

В круглодонную колбу помещают небольшое количество кристаллического хлорида натрия. Колбу закрывают пробкой, через которую пропущена капельная воронка и газоотводная трубка. В капельную воронку наливают концентрированную серную кислоту. Когда реакция между солью и кислотой замедляется, колбу нагревают.

Для получения еще каких веществ можно использовать этот прибор? Написать УХР.

2. Загрязнение атмосферы токсичными соединениями опасно не только для здоровья животных и человека, оно грозит разрушением и произведений искусства. Например, темнеет поверхность картин, написанных масляными красками, белым пигментом которых служат свинцовые белила. Причина этого явления – реакция основного карбоната свинца (II) с

атмосферным сероводородом, приводящая к образованию сульфида свинца (PbS) – соединения черного цвета.

Предложить способ возвращения первоначального вида картинам старых мастеров.

3. Первый суперфосфатный завод в России был построен в 1892 году около Риги. Фосфориты привозили из Америки, серную кислоту получали из португальских колчеданов.

Составить как можно больше заданий на основе этой информации.

Написать сценарий рекламы и антирекламы минеральных удобрений.

4. Составьте рецензию на отрывок из сказки В.Ф. Одоевского «Мороз Иванович»:

«Между тем Рукодельница воротится, воду процедит, в кувшин нальет, да еще какая затейница: коли вода нечиста, так свернет лист бумаги, наложит в нее угольков да песку крупного насыплет, вставит ту бумагу в кувшин да нальет в нее воды, а вода–то знай проходит сквозь песок да уголья и капает в кувшин чистая, словно хрустальная».

5. В педагогических классах старых гимназий, готовивших гувернанток, преподавался обязательный курс гигиены. Курс был основательный и подробный, затрагивавший различные области естествознания. Попробуйте предложить эксперимент, который позволил бы ответить на следующие вопросы, содержащиеся в учебнике Д.И. Атропова и В.И. Завьялова «Начальный курс гигиены для средних учебных заведений» (1915 года издания):

- 1) *Чтобы не заметно было, что молоко прокисло, в него добавляли соду. Как это можно выявить?*
- 2) *Молоко разбавляли водой, а чтобы прозрачность его не увеличивалась, добавляли крахмал. Как распознать фальсификацию?*
- 3) *В топленое масло для увеличения веса подмешивали известь. Как ее обнаружить?*

ТЕСТОВЫЙ КОНТРОЛЬ УСВОЕНИЯ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ УМЕНИЙ ПО ХИМИИ

1. Первым этапом в распознавании минеральных удобрений являются:

- а) проверка на содержание катиона,
- б) проверка на содержание аниона,
- в) растворение в воде,
- г) рассмотрение внешнего вида.

2. Какие реактивы можно взять для получения оксида углерода (IV), используя изображенный прибор:

- а) $CaCO_{3(m)} + HCl_{(p-p)} \rightarrow$
- б) $Na_2CO_{3(p-p)} + HCl_{(p-p)} \rightarrow$
- в) $Na_2CO_{3(m)} + SiO_{2(m)} \rightarrow$
- г) $(NH_4)_2CO_3 \rightarrow$

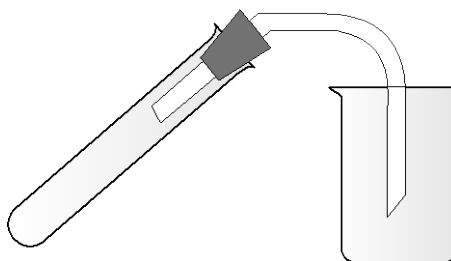


Рис. 6. Схема прибора для получения оксида углерода (IV)

3. Характер зависимости величины адсорбции от концентрации адсорбируемого вещества и площади поверхности адсорбента лучше представить в виде

- а) таблицы,
- б) диаграммы,
- в) графика,
- г) схемы.

4. При определении качественного состава смеси катионов и анионов целесообразнее

- а) использовать групповые реагенты на аналитические группы ионов;
- б) сначала установить катионы, входящие в состав смеси;
- в) сначала установить анионы, входящие в состав смеси;
- г) параллельно определять катионы и анионы в смеси.

5. При выполнении практических работ следует особенно осторожно обращаться с

- а) активированным углем,
- б) раствором пероксида водорода,
- в) гранулами щелочи,
- г) растворами кислот.

6. При определении объема водорода, выделившегося в ходе реакции с кислотами (изучение активности кислот), можно использовать установку (см. рис.7). Дополните прибор изображением газоотводной трубки от точки X до соответствующего сосуда:

- а) А,
- б) Б,
- в) В.

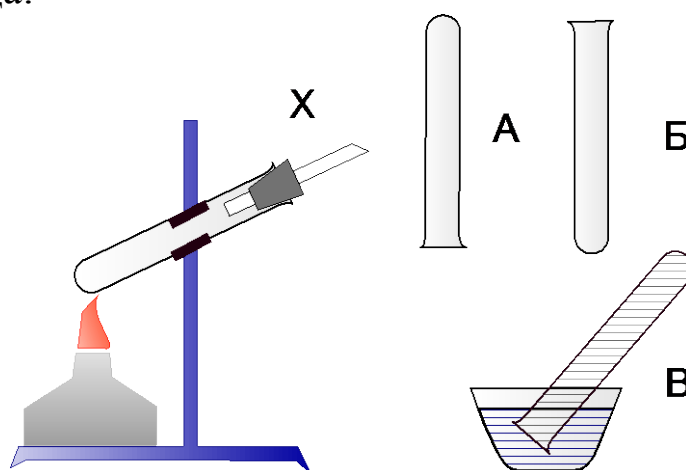


Рис.7. Схема установки для получения водорода

7. Для получения и исследования амфолитов сначала ..., потом ..., затем ... и лишь в конце ...

- а) разделяют осадок амфолита на две части,
- б) получают амфолит из раствора соли,
- в) готовят растворы одинаковой концентрации солей и аммиака,
- г) действуют на амфолит щелочью и кислотой.

8. Какие из утверждений свидетельствуют о нарушении правил техники безопасности:

- а) при исследовании реакционной способности металлов лучше раствор соли слить с металла, а последний извлечь руками и просушить;
- б) после проведения серии опытов по исследованию окислительно–восстановительных свойств пероксида водорода необходимо сразу тщательно вымыть посуду;
- в) закрыв рукой горлышко колбы, удобно проводить встряхивание смеси уксусной кислоты с активированным углем;

г) определяя химическую активность кислот по реакции металла с ними, лучше находиться подальше от открытого огня.

9. Для определения объема израсходованной кислоты, при установлении жесткости воды используют

- а) пипетки,
- б) мерные цилиндры,
- в) мерные колбы,
- г) бюретки.

10. Ученик определил массу вещества как 38,81 г. В действительности масса образца этого вещества равна 38,42 г. Какую погрешность (%) допустил ученик в определении массы:

- а) 0,99;
- б) 1,005;
- в) 0,39;
- г) 1,015.

11. Для определения количества кислорода, выделившегося при разложении пероксида водорода, необходимо:

- а) измерить объем кислорода,
- б) измерить температуру, при которой собирался газ,
- в) измерить атмосферное давление,
- г) измерить плотность раствора пероксида водорода после разложения.

12. Образец, содержащий 0,850 г смеси твердых гидридов лития и кальция, при реакции с водой образует 1,200 л водорода (н.у.). Гидрид лития взаимодействует по реакции ..., а гидрид кальция – по реакции Массовая доля гидроксида лития в исходной смеси равна ... %.

13. Взаимодействие пероксида водорода с различными реагентами проводят для

- а) выяснения окислительно–восстановительных свойств пероксида водорода,
- б) установления окислительных свойств пероксида водорода,
- в) установления восстановительных свойств пероксида водорода,
- г) демонстрации химической активности пероксида водорода.

14. В лабораторию принесли для анализа сильноокислый раствор, в котором могли находиться следующие ионы: Mg^{2+} , Ba^{2+} , Al^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Pb^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Cr^{3+} , SO_4^{2-} , S^{2-} , F^- , Cl^- , Br^- ,

Γ , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , ClO_3^- . В результате анализа были обнаружены 4 аниона и 5 катионов (не считая H^+). В растворе не удалось обнаружить следующие анионы:

- а) Cl^- , Br^- , Γ , SO_4^{2-} ;
- б) SO_4^{2-} , F^- , Cl^- , SO_3^{2-} ;
- в) F^- , Br^- , CO_3^{2-} , ClO_3^- ;
- г) S^{2-} , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , SiO_3^{2-} .

15. Временная жесткость воды обусловлена присутствием в воде

- а) $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$;
- б) $NaHCO_3$, $KHCO_3$;
- в) $CaCO_3$, $MgCO_3$;
- г) Na_2CO_3 , K_2CO_3 ;

поэтому ее устраняют кипячением, либо добавлением соды. Составить УХР.

16. Характер гидроксида можно установить, если

- а) нерастворимый гидроксид растворился в кислоте;
- б) нерастворимый гидроксид растворился в щелочи;
- в) нерастворимый гидроксид не растворился ни в кислоте, ни в щелочи;
- г) нерастворимый гидроксид растворился как в кислоте, так и в щелочи.

17. При определении минерального удобрения получены следующие результаты: гранулы светлого цвета, хорошо растворимы в воде, при действии щелочи и нагревании выделяется газ, вызывающий посинение универсального индикатора. Формула удобрения:

- а) $(NH_4)_2CO_3$;
- б) $(NH_4)_2SO_4$;
- в) $NH_4H_2PO_4$;
- г) NH_4NO_3 .

18. Для получения хлороводорода в лаборатории ученики собрали приборы, которые изображены на рис.8.

Рис.8. Схема прибора для получения хлороводорода

Правильно собранным прибором оказался

- а) А,
- б) Б,
- в) В,
- г) Г.

19. Исследование взаимодействия цинка и свинца с растворами солей цинка, железа (II), свинца и меди позволяет сделать заключение о возможности протекания химических реакций. Отметьте знаком «+» реакции (см. табл. 12.), которые возможны между металлом и раствором соответствующей соли, и напишите их УХР.

Таблица 12

Результаты исследования взаимодействия цинка и свинца с растворами солей некоторых металлов

| Металл | Растворы солей | | | |
|-----------|----------------|-----------|-----------|-----------|
| | Zn^{2+} | Fe^{2+} | Pb^{2+} | Cu^{2+} |
| <i>Zn</i> | | | | |
| <i>Pb</i> | | | | |

20. Для получения хлороводорода к пробирке с газоотводной трубкой целесообразно крепить:

- а) химический стакан с ватным тампоном,
- б) бюретку с ватным тампоном,
- в) пробирку с ватным тампоном,
- г) U – образную трубку с ватным тампоном.

Предложите схему прибора.

ЛИТЕРАТУРА

1. *Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А.* Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Л., 1985.
2. *Глинка Н.Л.* Задачи и упражнения по общей химии. Л., 1984.
3. *Горбушин Ш.А.* Азбука физики. Ижевск, 1992.
4. *Журин А.А.* Сборник упражнений и задач по химии: Решения и анализ. М., 1997.
5. Задачник по аналитической химии/Под ред. *Н.Ф. Клещева*. М., 1993.
6. *Зайцев О.С.* Исследовательский практикум по общей химии: Учебное пособие. М., 1994.
7. *Зайцев О.С.* Неорганическая химия: Учебник для общеобразовательных учреждений с углуб. изуч. предмета. М., 1997.
8. *Исаев Д.С.* Практические работы исследовательского характера по неорганической химии: Учебное пособие для учащихся 8–х классов. Тверь, 2001.
9. Количественные опыты по химии: Пособие для учителей. М., 1972.
10. *Кушнарев А.А.* Задачи по химии для старшеклассников и абитуриентов. М., 1999.
11. *Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А.* Справочник по неорганической химии: Константы неорганических веществ. М., 1987.
12. *Лидин Р.А.* Справочник по общей и неорганической химии. М., 1997.
13. *Лисичкин Г.В., Бетанели В.И.* Химики изобретают: Книга для учащихся. М., 1990.
14. *Назарова Т.О., Грабецкий А.А., Лаврова В.Н.* Химический эксперимент в школе. М., 1997.
15. Неорганическая химия в реакциях: Справочник по химии для поступающих в вузы. М., 1995.
16. *Оржековский П.А., Давыдов В.Н., Титов Н.Э.* Экспериментальные творческие задания и задачи по неорганической химии: Книга для учащихся. М., 1998.
17. *Платонов Ф.П.* Лекционные опыты и демонстрации по общей и неорганической химии/ Под ред. *Г.П. Хомченко*. Учебное пособие для вузов. М., 1976.
18. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. ин-тов/ *Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Глинка и др.* М., 1991.
19. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие/ Под ред. *В.И. Спицына*. М., 1984.
20. *Радецкий А.М.* Проверочные работы по химии в 8–11–х классах: Пособие для учителя. М., 2000.

21. Сорокин В.В., Злотников Э.Г. Проверь свои знания: Тесты по химии: Книга для учащихся. М., 1997.
22. Сурин Ю.В. Методика проведения проблемных опытов по химии: Развивающий эксперимент. М., 1998.
23. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы: Учеб. пособие. М., 1987.
24. Штыркова И.М., Павлова Н.Ф., Давтян М.Л. Практические работы в VIII классе по углубленной программе//Химия в школе. 1998. №3. С.69–72.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

ЗНАЧАЩИЕ ЦИФРЫ. ПРАВИЛА ОКРУГЛЕНИЯ

Значащими цифрами числа называются все его цифры, кроме нулей, стоящих левее первой, отличной от нуля цифры, и нулей, стоящих в конце числа, если они взяты взамен неизвестных или отброшенных цифр.

Примеры:

$$\underbrace{0,006304000}_a \approx 63,04 \cdot 10^{-4}$$

$$8030000 \approx 80,3 \cdot 10^5$$

а – незначащие цифры

б – значащие цифры

Для удобства записи чисел рекомендуют использовать приставки. Например,

$$12000 \text{ г} = 12 \text{ кг} \text{ (кило} - 10^3\text{)};$$

$$0,10 \text{ м} = 10 \text{ см} \text{ (сант} - 10^{-2}\text{)}.$$

Часто употребляемые приставки приведены в таблице 13.

Таблица 13

Таблица приставок и их множителей

| Кратные | | | Дольные | | |
|-----------|-------------|-----------|-----------|-------------|-----------|
| приставка | обозначение | множитель | приставка | Обозначение | множитель |
| мега | М | 10^6 | микро | мк | 10^{-6} |
| кило | к | 10^3 | милли | м | 10^{-3} |
| гекто | г | 10^2 | сант | с | 10^{-2} |

Правила округления

1. Если первая отбрасываемая цифра больше 4, то последняя сохраняемая цифра увеличивается на единицу. Например, при округлении до сотых: $46,2872 \approx 46,29$.
2. Если первая отбрасываемая цифра меньше 4 или равна 4, то последняя сохраняемая цифра не изменяется. Например, при округлении до сотых: $13,924 \approx 13,92$.
3. Если отбрасываемая часть числа состоит из одной цифры 5, то число округляется так, чтобы последняя сохраняемая цифра была четной. Например, при округлении до десятых: $43,25 \approx 43,2$; $43,35 \approx 43,4$.

Математические действия с приближенными числами – правила подсчета цифр

1. При сложении и вычитании в результате сохраняют столько десятичных знаков, сколько их содержится в числе с наименьшим количеством десятичных знаков. Пример: $274,1 + 87,43 \approx 361,5$.

2. При умножении и делении в результате сохраняют столько значащих цифр, сколько их имеет приближенное число с наименьшим количеством значащих цифр (без нулей). Примеры:

а) $3,2 \cdot 12,56 \approx 40,2$;

б) $\frac{243,25}{11,2} \approx 21,7$.

3. Результат расчета значений функций x^n , \sqrt{x} , $\lg x$ некоторого приближенного числа x должен содержать столько значащих цифр, сколько их имеет число x .

Примеры:

а) $3,14^2 = 9,8596 \approx 9,86$;

б) $\sqrt{31} = 5,5677 \approx 5,6$.

4. Если некоторые приближенные числа имеют больше десятичных знаков (при сложении или вычитании) или больше значащих цифр (при умножении, делении, возведении в степень, извлечении из корня), чем другие, то их предварительно следует округлять, сохраняя только одну лишнюю цифру.

Примеры:

а) $103,7 - 21,3385 = 103,7 - 21,34 \approx 82,4$;

б) $1,2 \cdot 37,82 \cdot 27,425 = 1,2 \cdot 37,8 \cdot 27,4 \approx 1,2 \cdot 10^3$.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

РАСЧЕТ МОЛЯРНОГО ОБЪЕМА ГАЗА

Как известно, при нормальных условиях [н.у.: 0°C (273K) и 760 мм рт.ст. ($101,3$ кПа)] 1 моль газа занимает $22,4$ л ($V_m = 22,4$ л/моль). Условия, при которых проводится эксперимент, как правило, отличаются от нормальных. Поэтому меняется и значение молярного объема (V_m) газа. Рассчитать V_m при условиях практической работы можно используя уравнение

$$pV = \nu RT \quad (8)$$

Из него следует, что

$$V_m = \frac{RT}{p}, \quad (9)$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная $8,314$ Дж/К·моль;

T – абсолютная температура, или температура в кельвинах, К ($T = t^\circ\text{C} + 273$);

p – атмосферное давление, Па (1 мм рт.ст. = $132,89$ Па).

Если газ собирается над водой, то необходимо еще учитывать давление водяных паров (см. ПРИЛОЖЕНИЕ 5).

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

МАТЕМАТИЧЕСКАЯ ОБРАБОТКА РЕЗУЛЬТАТОВ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

Некоторые из предложенных практических работ требуют получения в итоге конкретных (количественных) результатов (определение временной жесткости воды, определение величины адсорбции). Для этого понадобятся знания алгебры и методов оценки результатов анализа, наиболее простые и чаще используемые из которых приведены ниже.

Среднее арифметическое значение (X_{cp}) является наиболее близким к истинному значению измеряемой величины при отсутствии погрешности. Его расчет производят по формуле

$$X_{cp} = \frac{(X_1 + X_2 + X_3 + \dots + X_n)}{n}, \quad (10)$$

где n – число измерений, X_i – пригодные для обработки результаты измерений.

Проверка пригодности экспериментальных данных для расчета среднего арифметического значения с целью выявления и исключения грубых погрешностей производится с помощью Q-критерия.

Для этого результаты n параллельных измерений располагают в порядке возрастания их численных значений. Сомнительны первый и последний (n -ный) результаты. Для них вычисляют значения Q-критерия по формуле

$$Q_{эксп.} = \frac{(X_{i+1} - X_i)}{(X_n - X_1)}. \quad (11)$$

Данные исключают, если $Q_{эксп.} > Q_{крит.}$

Таблица 14

Критические значения Q – критерия

| N | $Q_{крит.}$ | n | $Q_{крит.}$ |
|-----|-------------|-----|-------------|
| 3 | 0.94 | 7 | 0.51 |
| 4 | 0.76 | 8 | 0.47 |
| 5 | 0.64 | 9 | 0.44 |
| 6 | 0.56 | 10 | 0.41 |

Первым проверяют наибольшее экспериментальное значение. Если оно является промахом, то его исключают, затем находят диапазон $(X_n - X_1)$ для новой выборки и для нее проверяют уже наименьшее значение и т.д.

После определения среднего арифметического значения экспериментальной величины (X_{cp}) можно рассчитать точность измерения (δ), выраженную в % от среднего значения (относительную погрешность измерения) по формуле

$$\delta_{X_i} = \frac{|X_i - X_{cp}|}{X_{cp}} \cdot 100\%. \quad (12)$$

Если относительная погрешность измерения (δ) меньше 5%, то работа выполнена **отлично**; если $5\% < \delta < 10\%$ – **хорошо**; если $10\% < \delta < 20\%$ – **удовлетворительно**, и если $\delta > 20\%$ – **неудовлетворительно** (грубый промах).

ПРИЛОЖЕНИЕ 4 ГРАФИЧЕСКОЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЕ ЧИСЛЕННЫХ ДАННЫХ

Для получения представлений о характере процесса результаты эксперимента или расчета сводят в таблицы и изображают в виде графика. График является одним из наиболее простых и наглядных способов передачи информации. График заменяет объяснения, но главное назначение графика – выявление некоторых эффектов и явлений, не обнаруживаемых при изучении числового материала, и получение сведений при других интересующих нас условиях.

Графики строят также для поиска ошибочных измерений и нахождения мест изменения наклона кривых, максимумов или минимумов. По графикам удобно сравнивать экспериментальные данные с теоретически ожидаемыми или с данными других групп учащихся.

Рассмотрим простой случай графического изображения изменения некоторой величины как функции одной переменной: $y = f(x)$. На лист миллиметровой бумаги наносят две прямоугольные оси координат. На одну из осей – *вертикальную (ось ординат)*, наносят значения y , а на *горизонтальную (ось абсцисс)* – значения x . Обычно на графиках принято по оси абсцисс откладывать независимую переменную (x), т.е. величину, задаваемую самим экспериментатором, а по оси ординат – определяемую величину (y).

На осях координат указывается название или символ величины и рядом, после запятой, единица измерения (если есть десятичный множитель, то он относится к единице измерения).

При нанесении шкалы на оси координат не обязательно начинать ее с нулевого значения (если не собираются производить экстраполяцию на нулевое значение). Не обязательно все деления на оси координат подписывать.

Желательно, чтобы числа, написанные у делений, содержали столько значащих цифр, сколько допускает точность полученных данных.

Когда на графике наносят экспериментальные точки, то их числовые значения не записывают ни на осях координат, ни рядом с точкой. Можно карандашом ставить штрих на осях для более легкого определения положения точки.

Масштабы на осях следует выбирать так, чтобы координаты любой точки на графике определялись легко и быстро без расчетов. Наиболее удобно расстояние между двумя соседними делениями выбирать так, чтобы оно составляло одну, две, пять, десять единиц измеряемой величины.

Другими масштабами пользоваться не следует, так как тогда при нанесении точек придется производить дополнительные подсчеты.

Масштаб должен быть таким, чтобы точки на будущей кривой не сливались друг с другом, по возможности располагались по воображаемой диагонали поля графика (см. рис. 9 а, а'). Масштаб должен быть подобран так, чтобы было легко делать отсчеты на кривых, так как масштаб влияет на вид кривой (см. рис. 9 б, б'). При неправильно выбранном масштабе кривая может превратиться почти в прямую.

Если на графике некоторые отдельные точки слишком сильно удалены, то это указывает или на ошибку в измерениях, или на ошибку в расчетах, или на аномальность в изменении свойств.

После нанесения точки обычно соединяют. В зависимости от характера измеряемых величин точки соединяют или ломаной линией, или плавной кривой, проходящей как через точки, так и рядом с ними. Последний способ используется наиболее часто.

Чтобы различать данные, относящиеся к разным условиям или к разным веществам, пользуются разными обозначениями точек: темными и светлыми кружками, крестиками, треугольниками, квадратами и т.п.

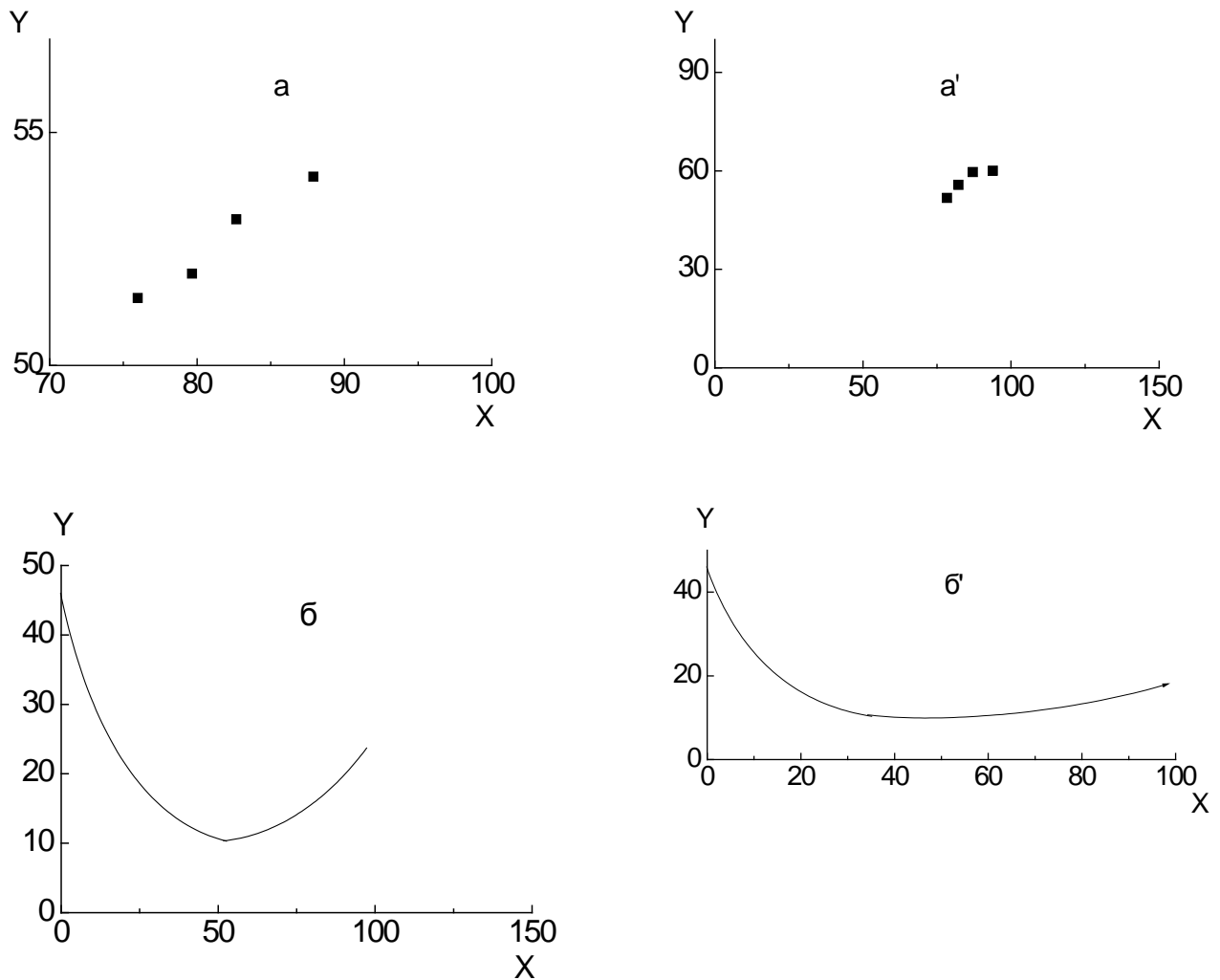


Рис.9. Правильное (а, б) и неправильное (а', б') построение графиков

Часто требуется найти некоторое значение y или x , находящееся между двумя точками кривой. В этом случае пользуются графической интерполяцией, отысканием промежуточных значений величины по некоторым известным ее значениям. На кривой (см. рис.10.) задают требующиеся значения x и определяют значения y на оси координат (или, наоборот, задают значения y и определяют x).

Если значения x и y лежат вне интервала их значений на кривой, то для отыскания интересующих значений x или y пользуются приемом, называемым экстраполяцией. Для этого кривую продолжают в ту или иную сторону, стараясь сохранить характер изменения величины. Затем по этой продолженной части кривой находят значения x и y (см. рис.10.). Надежность

величин, полученных экстраполяцией, намного ниже, чем полученных интерполяцией.

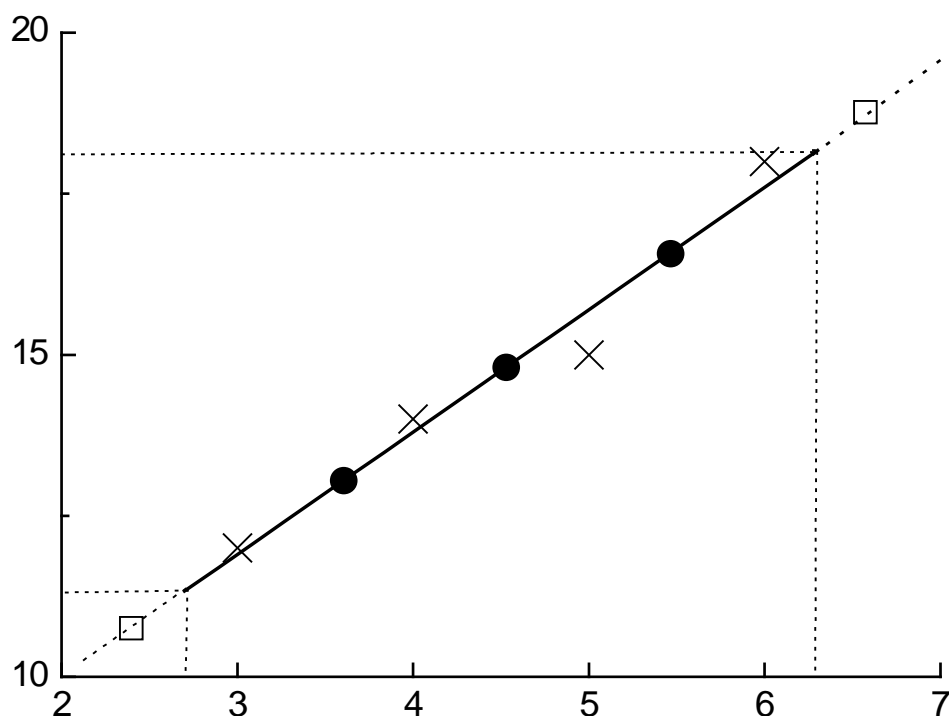


Рис.10. Интерполяция и экстраполяция:

- × – экспериментальные точки;
- – данные, полученные экстраполяцией;
- – данные, полученные интерполяцией

Величины x и y (если зависимость линейная) можно определять по уравнению

$$Y = a + vx \tag{13}$$

Тогда на графике выбираются две точки с координатами (x_1, y_1) и (x_2, y_2) , расположенные по возможности дальше друг от друга, и константы a и v находят из выражений

$$a = \frac{Y_1 X_2 - Y_2 X_1}{X_2 - X_1} \tag{14}$$

$$b = \frac{Y_2 - Y_1}{X_2 - X_1} \tag{15}$$

ПРИЛОЖЕНИЕ 5
 ДАВЛЕНИЕ ВОДЯНОГО ПАРА (p_{H_2O}) ПРИ РАЗНЫХ
 ТЕМПЕРАТУРАХ (t)

Таблица 15

| $t, ^\circ\text{C}$ | $p_{H_2O}, \text{мм рт.ст.}$ |
|---------------------|------------------------------|
| 0 | 4.6 |
| 10 | 9.2 |
| 20 | 17.5 |
| 30 | 31.8 |
| 40 | 55.3 |

ПРИЛОЖЕНИЕ 6
 ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ И ЕДИНИЦЫ ИХ ИЗМЕРЕНИЯ

Таблица 16

| Физическая величина | Обозначение | Внесистемные единицы измерения | Единицы измерения в СИ |
|--|-----------------|--------------------------------|------------------------|
| Время | τ | мин, ч | с |
| Выход продукта | η | % | – |
| Давление атмосферное | p | атм., мм рт.ст. | Па |
| Доля массовая | ω | % | – |
| Доля объёмная | φ | % | – |
| Количество вещества | ν | моль | моль |
| Эквивалент | \mathcal{E} | моль(э) | моль(э) |
| Концентрация молярная (молярность) | C_M | моль/л | моль/м ³ |
| Концентрация нормальная (нормальность) | C_N | моль(э)/л | моль(э)/м ³ |
| Масса абсолютная | m | г | кг |
| Масса молярная | M | г/моль | кг/моль |
| Масса эквивалентная | \mathcal{E}_m | г/моль(э) | кг/моль(э) |
| Объём | V | мл, см ³ , л | м ³ |
| Плотность | ρ | г/см ³ | кг/м ³ |
| Температура абсолютная | T | – | К |
| Температура Цельсия | t | °C | – |

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

*ИНТЕРВАЛ рН ОСАЖДЕНИЯ
НЕКОТОРЫХ ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ*

Приведены интервалы значений *рН* для осаждения малорастворимых гидроксидов металлов из растворов их солей. Большинство гидроксидов в сильнощелочной среде частично (чаще) или полностью (реже) переходят в раствор в виде гидроксокомплексов, состав которых показан в последней графе. Прочерк означает отсутствие заметного перехода в раствор даже в концентрированном растворе щелочи.

Таблица 17

| Гидроксид | Значение <i>рН</i> | | | | Гидроксо- комплекс |
|---------------------------|---------------------|---------------------|---------------------------------|--------------------------------|--|
| | начало осаждения | полное осаждение | начало перехода в раствор | полный переход в раствор | |
| <i>Al(OH)₃</i> | 4,0 | 5,2 | 7,8 | 10,8 | <i>[Al(OH)₄]⁻</i> |
| <i>Be(OH)₂</i> | 6,2 | 8,8 | 10,5 | >14 | <i>[Be(OH)₄]²⁻</i> |
| <i>Cd(OH)₂</i> | 8,2 | 9,7 | 13,7 | – | <i>[Cd(OH)₆]⁴⁻</i> |
| <i>Co(OH)₂</i> | 7,6 | 9,2 | 14,1 | – | <i>[Co(OH)₄]²⁻</i> |
| <i>Cr(OH)₃</i> | 4,7 | 6,8 | 9,4 | 12–13 | <i>[Cr(OH)₆]³⁻</i> |
| <i>Cu(OH)₂</i> | 6,2 | 7,1 | 14,0 | – | <i>[Cu(OH)₄]²⁻</i> |
| <i>Fe(OH)₂</i> | 7,5 | 9,7 | 13,5 | – | <i>[Fe(OH)₄]²⁻</i> |
| <i>Fe(OH)₃</i> | 2,3 | 4,1 | 14,0 | – | <i>[Fe(OH)₆]³⁻</i> |
| <i>Ga(OH)₃</i> | 2,4 | 3,6 | 5,6 | 9,7 | <i>[Ga(OH)₄]⁻</i> |
| <i>In(OH)₃</i> | 3,6 | 4,6 | 11,0 | – | <i>[In(OH)₆]³⁻</i> |
| <i>Mg(OH)₂</i> | 10,4 | 12,4 | >14 | – | <i>[Mg(OH)₄]²⁻</i> |
| <i>Mn(OH)₂</i> | 8,8 | 10,4 | 14,0 | – | <i>[Mn(OH)₄]²⁻</i> |
| <i>Ni(OH)₂</i> | 7,7 | 9,5 | 13,2 | – | <i>[Ni(OH)₄]²⁻</i> |
| <i>Pb(OH)₂</i> | 7,4 | 9,0 | 10,5 | >14 | <i>[Pb(OH)₃]⁻</i> |
| <i>Sn(OH)₂</i> | 2,1 | 4,7 | 10,0 | 13,5 | <i>[Sn(OH)₃]⁻</i> |
| <i>Zn(OH)₂</i> | 6,4 | 8,0 | 10,5 | 12–13 | <i>[Zn(OH)₄]²⁻</i> |

ПРИЛОЖЕНИЕ 8

СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ E^0 , В

↓ – насыщенный раствор;

↑ – раствор, насыщенный газом при давлении 1 атм.

Таблица 18

| Элемент | Реакция | E^0 , В |
|---------|------------------------------------|-----------|
| Ag | $Ag^+ + e^- = Ag\downarrow$ | +0.80 |
| Al | $Al^{3+} + 3e^- = Al\downarrow$ | -1.66 |
| Au | $Au^{3+} + 3e^- = Au\downarrow$ | +1.50 |
| Ba | $Ba^{2+} + 2e^- = Ba\downarrow$ | -2.90 |
| Ca | $Ca^{2+} + 2e^- = Ca\downarrow$ | -2.87 |
| Cd | $Cd^{2+} + 2e^- = Cd\downarrow$ | -0.40 |
| Co | $Co^{3+} + 3e^- = Co\downarrow$ | +0.33 |
| | $Co^{2+} + 2e^- = Co\downarrow$ | -0.28 |
| Cr | $Cr^{3+} + 3e^- = Cr\downarrow$ | -0.74 |
| | $Cr^{2+} + 3e^- = Cr\downarrow$ | +0.91 |
| Cs | $Cs^+ + e^- = Cs\downarrow$ | -2.91 |
| Cu | $Cu^{2+} + 2e^- = Cu\downarrow$ | +0.34 |
| | $Cu^+ + e^- = Cu\downarrow$ | +0.52 |
| Fe | $Fe^{3+} + 3e^- = Fe\downarrow$ | -0.04 |
| | $Fe^{2+} + 2e^- = Fe\downarrow$ | -0.44 |
| H | $2H^+ + 2e^- = H_2\uparrow$ | 0.00 |
| Hg | $Hg^{2+} + 2e^- = Hg\downarrow$ | +0.85 |
| | $Hg_2^{2+} + 2e^- = 2Hg\downarrow$ | +0.79 |
| K | $K^+ + e^- = K\downarrow$ | -2.93 |
| La | $La^{3+} + 3e^- = La\downarrow$ | -2.52 |
| Li | $Li^+ + e^- = Li\downarrow$ | -3.03 |
| Mg | $Mg^{2+} + 2e^- = Mg\downarrow$ | -2.37 |
| Mn | $Mn^{2+} + 2e^- = Mn\downarrow$ | -1.19 |
| Na | $Na^+ + e^- = Na\downarrow$ | -2.71 |
| Ni | $Ni^{2+} + 2e^- = Ni\downarrow$ | -0.23 |
| Pb | $Pb^{2+} + 2e^- = Pb\downarrow$ | -0.13 |
| | $Pb^{4+} + 4e^- = Pb\downarrow$ | +0.84 |
| Pt | $Pt^{2+} + 2e^- = Pt\downarrow$ | +1.20 |
| Rb | $Rb^+ + e^- = Rb\downarrow$ | -2.93 |
| Sn | $Sn^{2+} + 2e^- = Sn\downarrow$ | -0.14 |
| | $Sn^{4+} + 4e^- = Sn\downarrow$ | +0.01 |

| | | |
|-----------|---------------------------------|-------|
| <i>Sr</i> | $Sr^{2+} + 2e^- = Sr\downarrow$ | -2.89 |
| <i>Ti</i> | $Ti^{2+} + 2e^- = Ti\downarrow$ | -1.63 |
| <i>V</i> | $V^{2+} + 2e^- = V\downarrow$ | -1.20 |
| <i>Zn</i> | $Zn^{2+} + 2e^- = Zn\downarrow$ | -0.76 |

ПРИЛОЖЕНИЕ 9

РАСПОЗНАВАНИЕ МИНЕРАЛЬНЫХ УДОБРЕНИЙ

Таблица 19

| № | Название удобрения | Основной химический состав | Внешний вид | Растворимость | Взаимодействие раствора удобрения с растворами | | | Слабое нагревание твердого удобрения |
|---|--------------------|----------------------------|---|-----------------|---|---|-----------------------------|---|
| | | | | | <i>BaCl</i> ₂ | <i>AlCl</i> ₃ | <i>NaOH</i> | |
| 1 | Аммиачная селитра | NH_4NO_3 | гранулы белого или слегка желтого цвета | хорошая | – | – | $NH_3\uparrow$ (при t°С) | плавится и разлагается с выделением N_2O |
| 2 | Аммофос | $NH_4H_2PO_4$ | гранулы светло-серого цвета | хорошая | $Ba_3(PO_4)_2\downarrow$ осадок белого цвета | $AlPO_4\downarrow$ осадок белого цвета | $NH_3\uparrow$ (при t°С) | плавится и разлагается с выделением NH_3 |
| 3 | Сульфат аммония | $(NH_4)_2SO_4$ | гранулы темно-серого цвета | хорошая | $BaSO_4\downarrow$ осадок белого цвета | – | $NH_3\uparrow$ (при t°С) | разлагается, потрескивая, с выделением NH_3 |
| 4 | Фосфоритная мука | $Ca_3(PO_4)_2$ | порошок серого цвета | не растворяется | – | – | – | – |

| | | | | |
|---|--|---|------------------------------|--|
| 8 | Карбамид (мочевина) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ | Сульфат калия K_2SO_4 | 6 | 5 |
| | порошок или гранулы белого цвета | порошок белого или слегка серого цвета | Хлорид калия KCl | Суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ |
| | хорошая | хорошая | хорошая | Гранулы или порошок серого цвета |
| | – | $\text{BaSO}_4 \downarrow$ осадок белого цвета | – | мало растворяется |
| | – | – | – | $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$ осадок белого цвета |
| | – | – | – | $\text{AlPO}_4 \downarrow$ осадок белого цвета |
| | плавится, легко разлагается с выделением NH_3 | – | – | $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$ осадок белого цвета |

ПРИЛОЖЕНИЕ 10
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ КАТИОНОВ И АНИОНОВ

Таблица 20

| Ион | Реактив | Реакция | Характерные признаки |
|--------------|--------------------|---------|-----------------------------------|
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| H^+ | Лакмус | | Красное окрашивание |
| | Метилоранж | | Розовое окрашивание |
| K^+ | Пламя Спиртовки | | Фиолетовое окрашивание пламени |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|----------|--|---|---|
| Na^+ | Пламя Спиртовки | | Желтая окраска пламени |
| NH_4^+ | Раствор щелочи, нагревание, влажная фильтровальная бумажка, пропитанная лакмусом или фенолфталеином | $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$ | Специфический запах аммиака, изменение окраски бумажки |
| | Палочка, смоченная концентрирован- ной HCl | $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ | Палочка «дымит» |
| Ag^+ | Разбавленная HCl , растворимые хлориды | $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$ | Белый творожистый осадок $AgCl$, нерастворимый в воде и HNO_3 |
| | $NaOH$, KOH без избытка | $2Ag^+ + OH^- = Ag_2O\downarrow + H^+$ | Бурый осадок, растворимый в избытке аммиака |
| | Раствор KI | $Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$ | Светло-желтый осадок, нерастворимый в HNO_3 и аммиаке |
| | Раствор K_2CrO_4 | $Ag^+ + CrO_4^{2-} = Ag_2CrO_4\downarrow$ | Кирпично-красный осадок, растворимый в HNO_3 и аммиаке |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|-----------|---|--|--|
| Pb^{2+} | Раствор щелочи | $Pb^{2+} + 2OH^- = Pb(OH)_2\downarrow$ | Белый осадок, растворимый как в кислотах, так и в избытке щелочей |
| | Раствор H_2SO_4 и растворимые сульфаты | $Pb^{2+} + SO_4^{2-} = PbSO_4\downarrow$ | Белый осадок, растворимый при нагревании в растворах щелочей |
| | Растворы K_2CrO_4 или $K_2Cr_2O_7$ | $Pb^{2+} + CrO_4^{2-} = PbCrO_4\downarrow$ | Желтый осадок, мало растворимый в HNO_3 , растворимый в щелочах, нерастворимый в CH_3COOH |
| | Раствор KI | $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow$ | Желтый осадок |
| Ba^{2+} | Пламя спиртовки | | Желто-зеленая окраска пламени |
| | Раствор H_2SO_4 , растворимые сульфаты | $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$ | Белый кристаллический осадок, нерастворимый в HNO_3 |
| | Раствор K_2CrO_4 или $K_2Cr_2O_7$ | $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4\downarrow$ | Желтый кристаллический осадок, нерастворимый в CH_3COOH , но растворимый в сильных кислотах HNO_3 , HCl |
| | Раствор щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4$) или оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ | $Ba^{2+} + C_2O_4^{2-} = BaC_2O_4\downarrow$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в сильных кислотах HCl , HNO_3 и в слабой CH_3COOH при $t^\circ C$ |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|-----------|---|---|---|
| Ca^{2+} | Пламя спиртовки | | Кирпично–красный цвет пламени |
| | Раствор H_2SO_4 , растворимые сульфаты | $Ca^{2+} + SO_4^{2-} = CaSO_4 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок (игольчатые кристаллы) выпадает из достаточно концентрированных растворов или в присутствии этилового спирта, нерастворимый в HNO_3 |
| | Раствор $H_2C_2O_4$ или оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ | $Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} = CaC_2O_4 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в сильных кислотах HCl , HNO_3 и нерастворимый в CH_3COOH |
| Al^{3+} | Раствор NH_4OH | $Al^{3+} + 3NH_4OH = Al(OH)_3 \downarrow + 3NH_4^+$ | Белый студенистый осадок, нерастворимый в солях аммония, растворимый в избытке щелочи, растворимый в ализарине с образованием малорастворимого соединения ярко–красного цвета – «алюминиевого лака» |

| | | | |
|-----------|--------------------------------------|--|---|
| Cr^{3+} | Раствор NH_4OH | $Cr^{3+} + 3NH_4OH = Cr(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+$ | Серо-зеленый осадок, нерастворимый в избытке реактива, но растворимый в избытке щелочи (зеленый раствор), растворимый в ализарине |
| | H_2O_2 в щелочной среде | $2Cr^{3+} + 3H_2O_2 + 10OH^- = 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$ | Желтый раствор |
| | H_2O_2 в кислой среде | $Cr_2O_7^{2-} + 4H_2O_2 + 2H^+ = 2H_2CrO_6 + 3H_2O$ | Синий раствор |
| Zn^{2+} | Раствор NH_4OH | $Zn^{2+} + 2NH_4OH = Zn(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+$ | Белый осадок, растворимый в избытке реактива, растворимый в ализарине |
| | Желтая кровавая соль $K_4[Fe(CN)_6]$ | $2K^+ + 3Zn^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{4-} = K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ | Белый осадок, нерастворимый в разбавленной HCl |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|-----------|---|---|--|
| Fe^{2+} | Раствор NH_4OH , растворы щелочей | $Fe^{2+} + 2OH^- =$ $Fe(OH)_2 \downarrow$ $Fe^{2+} + 2NH_4OH =$ $Fe(OH)_2 \downarrow + 2NH_4^+$ | Грязно–зеленый, постепенно буреющий осадок, растворимый в растворах сильных кислот, но нерастворимый в избытке щелочи, растворимый в насыщенном растворе NH_4Cl |
| | Красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$ | $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-}$ $= Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$ | Синий осадок, нерастворимый в кислотах, но разлагающийся щелочами с образованием $Fe(OH)_2$ |
| Fe^{3+} | Раствор NH_4OH , растворы щелочей | $Fe^{3+} + 3NH_4OH =$ $Fe(OH)_3 \downarrow + 3NH_4^+$ $Fe^{3+} + 3OH^- =$ $Fe(OH)_3$ | Красно–бурый осадок, растворимый в кислотах, но нерастворимый в избытке раствора щелочи |
| | Желтая кровяная соль $K_4[Fe(CN)_6]$ | $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-}$ $= Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$ | Темно–синий осадок, нерастворимый в кислотах, но разлагаемый щелочами с образованием $Fe(OH)_3$ |
| | Растворы $KCNS$ или NH_4CNS | $Fe^{3+} + 3CNS^- =$ $Fe(CNS)_3 \downarrow$ | Кроваво–красный комплекс, разрушающийся под действием F^- (обесцвечивание) |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|-----------|---|---|--|
| Mg^{2+} | Раствор NH_4OH | $Mg^{2+} + 2NH_4OH = Mg(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+$ $Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow$ | Белый осадок, растворимый в растворах кислот, в насыщенном растворе NH_4Cl , но нерастворимый в избытке раствора щелочи |
| | Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 в присутствии NH_4OH и соли аммония при $pH=9$ | $Mg^{2+} + HPO_4^{2-} + NH_4OH = MgNH_4PO_4\downarrow + H_2O$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах (в том числе и уксусной) |
| Cu^{2+} | Недостаток раствора NH_4OH | $Cu^{2+} + 2NH_4OH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+$ | Голубовато–зеленый осадок, растворимый в кислотах и избытке NH_4OH с образованием ярко–синего комплекса |
| | Растворы щелочей | $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$ | Голубой осадок, растворимый в сильных кислотах и заметно растворимый в едких щелочах, при $t^\circ C$ разлагается с образованием CuO черного цвета |
| | Желтая кровавая соль $K_4[Fe(CN)_6]$ | $Cu^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} = Cu_2[Fe(CN)_6]\downarrow$ | Осадок красно–бурого цвета, нерастворимый в разбавленных кислотах, но разлагается щелочами с образованием $Cu(OH)_2$ |
| | Тиосульфат натрия $Na_2S_2O_3$ | $Cu^{2+} + S_2O_3^{2-} + H_2O = CuS\downarrow + SO_4^{2-} + 2H^+$ | Осадок черного цвета, растворимый в избытке реактива |
| | Раствор KI | $2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI\downarrow + I_2$ | Осадок белого цвета, а I_2 – бурый |
| | Пламя спиртовки | | |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|-------------|--|--|--|
| SO_4^{2-} | Растворимые соли бария | $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, нерастворимый в HNO_3 |
| | Растворимые соли стронция | $SO_4^{2-} + Sr^{2+} = SrSO_4 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, нерастворимый в кислотах |
| | Растворимые соли кальция | $SO_4^{2-} + Ca^{2+} = CaSO_4 \downarrow$ | Игольчатые кристаллы, нерастворимые в кислотах |
| | Раствор $AgNO_3$, если раствор SO_4^{2-} достаточно концентрированный | $SO_4^{2-} + 2Ag^+ = Ag_2SO_4 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок |
| SO_3^{2-} | Растворимые соли бария | $SO_3^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_3 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах |
| | Растворимые соли стронция | $SO_3^{2-} + Sr^{2+} = SrSO_3 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах |
| | Окислители (I_2 , $KMnO_4$) | $5SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 6H^+ = 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O$ | Происходит обесцвечивание реакционной смеси |
| | Раствор $AgNO_3$ | $SO_3^{2-} + 2Ag^+ = Ag_2SO_3 \downarrow$ | Белый осадок, растворимый в HNO_3 и CH_3COOH |
| CO_3^{2-} | Растворимые соли бария | $CO_3^{2-} + Ba^{2+} = BaCO_3 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах |
| | Более сильные кислоты | $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 \uparrow + H_2O$ | Выделение CO_2 , который вызывает помутнение известковой воды $Ca(OH)_2$ |
| | Раствор $AgNO_3$ | $CO_3^{2-} + 2Ag^+ = Ag_2CO_3 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в азотной кислоте |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|-------------------------------|---|--|---|
| PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} | Растворимые соли бария | $PO_4^{3-} + Ba^{2+} = Ba_3(PO_4)_2 \downarrow$ | Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах |
| | Раствор $AgNO_3$ | $HPO_4^{2-} + 2Ag^+ = Ag_2HPO_4 \downarrow$ | Желтый осадок, растворимый в HNO_3 и аммиаке |
| Cl^- | Раствор $AgNO_3$ | $Cl^- + Ag^+ = AgCl \downarrow$ | Белый творожистый осадок, нерастворимый в HNO_3 , растворимый в аммиаке |
| Br^- | Раствор $AgNO_3$ | $Br^- + Ag^+ = AgBr \downarrow$ | Желтоватый творожистый осадок, нерастворимый в HNO_3 , растворимый в концентрированном NH_4OH |
| I^- | Раствор $AgNO_3$ | $I^- + Ag^+ = AgI \downarrow$ | Светло-желтый осадок, нерастворимый в HNO_3 |
| NO_3^- | Металлы (Al , Zn) в щелочной среде | $NO_3^- + 4Zn + 7OH^- = NH_3 \uparrow + 2H_2O + 4ZnO_2^{2-}$ | Выделение NH_3 определяют по запаху или по посинению влажной красной лакмусовой бумажки |
| | Несколько кристаллов $FeSO_4$ в присутствии капли концентрированной H_2SO_4 (на стекле) | | Вокруг кристаллов образуются бурые кольца |
| | Дифениламин $(C_6H_5)_2NH$ в сернокислой среде (на стекле) | | Появление синей окраски |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|-------------|------------------------------|---|--|
| CH_3COO^- | Сильные кислоты | $CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$ | Появление характерного запаха уксусной кислоты |
| | Раствор хлорида железа (III) | $Fe^{3+} + CH_3COO^- + 2H_2O = 2 CH_3COOH + Fe(OH)_2CH_3COO \downarrow$ | Осадок красно-бурого цвета |
| OH^- | Лакмус | | Синее окрашивание |
| | Фенолфталеин | | Малиновое окрашивание |
| | Метилоранж | | Желтое окрашивание |

ОТВЕТЫ К РАСЧЕТНЫМ ЗАДАЧАМ

1. 1) 40 г/моль(э); 2) 49 г/моль(э); 3) 26 г/моль(э); 4) 79 г/моль(э); 5) 17 г/моль(э); 6) 32,6 г/моль(э); 7) 37 г/моль(э); 8) 130,5 г/моль(э); 9) 10,8 г/моль(э); 10) 36,5 г/моль(э); 11) 85,5 г/моль(э); 12) 57 г/моль(э); 13) 31 г/моль(э); 14) 72,5 г/моль(э); 15) 29 г/моль(э). **2.** 1) 1,02 Н; 2) 0,4 Н; 3) 0,16 Н; 4) 0,05 Н; 5) 0,12 Н; 6) 1,23 Н; 7) 0,28 Н; 8) 0,18 Н; 9) 0,02 Н; 10) 0,21 Н; 11) $7,5 \cdot 10^{-3}$ Н; 12) 0,25 Н; 13) 0,15 Н; 14) 2,9 Н; 15) 3,2 Н. **3.** 1) 0,9 г; 2) 53,9 г; 3) 31,5 г; 4) 19,6 г; 5) 0,16 г; 6) 3,9 г; 7) $6,4 \cdot 10^{-5}$ г; 8) 3 г; 9) 0,42 г; 10) $3,65 \cdot 10^{-3}$ г; 11) 0,06 г; 12) 3,8 г; 13) 630 г; 14) 7,8 г; 15) 5,4 г. **4.** В 16 раз. **5.** В 729 раз. **6.** В 61,7 раза. **7.** В 58,6 раза. **8.** $v_1 > v_2$. **9.** На 30^0C . **10.** За 15 с. **11.** За 15 с. **12.** 27 моль/л·с. **13.** $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л·мин.

Исаев Денис Сергеевич

**ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебное пособие для учащихся 9–х классов

Редактор Л.В. Тарасова
Корректор С.Н. Исаева
Набор Д.С. Исаева
Компьютерный дизайн Ю.А. Рыжкова

Изд. лиц. ЛРН[№] 020268 от 03.04.1997.

Подписано в печать 11.12.2001.

Формат 60×84 ¹/₁₆. Бумага офсетная. Печать офсетная. Усл. печ.л. 4,5.
Уч.–изд.л. 4,3 п. л. Тираж 200 экз. Заказ № 572

Тверской государственный университет, химико–биолого–географический
факультет.

Отпечатано с готового оригинал–макета в полиграфической фирме
ООО «Быстрая копия» (170037, Тверь, пр–т Победы, 27).
Тел. (0822) 432–777

Уникальный сборник экспериментальных (качественных) и расчетно-экспериментальных (количественных) работ исследовательского характера по неорганической химии:

- выполнение работ способствует осознанному усвоению курса химии
- прикладной характер дает возможность использовать полученные навыки как в быту, так и в будущей профессии
- контрольные вопросы творческого характера позволяют оценить качество приобретенных знаний, в том числе творческого химического мышления

Незаменимый помощник не только ученикам (при подготовке, проведении и анализе результатов практических работ), но и учителю, использующему в своей работе дифференцированный подход при формировании экспериментальных навыков по химии