

Минобрнауки России
Ярославский государственный университет им. П. Г. Демидова
Кафедра общей и физической химии

Т. Н. Орлова
С. Н. Леднев

Общая и неорганическая химия

Учебно-методическое пособие

Ярославль
ЯрГУ
2019

УДК 54:546(075.8)
ББК Г1я73
О-66

Рекомендовано
Редакционно-издательским советом университета
в качестве учебного издания. План 2019 года

Рецензент
кафедра общей и физической химии
ЯрГУ им. П. Г. Демидова

Орлова, Татьяна Николаевна.
О-66 **Общая и неорганическая химия : учебно-методическое**
пособие / Т. Н. Орлова, С. Н. Леднев ; Яросл. гос. ун-т
им. П. Г. Демидова. — Ярославль : ЯрГУ, 2019. — 68 с.

Пособие содержит описание лабораторных работ по основным разделам общей и неорганической химии.

Предназначено для студентов, изучающих дисциплину «Неорганическая химия».

УДК 54:546(075.8)
ББК Г1я73

© ЯрГУ, 2019

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Тема 1. Основные понятия и законы химии

Опыт 1. Определение молярной массы углекислого газа

Оборудование и реактивы: бюретка объемом 25 (50) мл, воронка, сосуд Ландольта, стакан, штатив с пробирками. Растворы: серная кислота ($C = 1$ моль/л), соляная кислота ($C = 0,1$ моль/л); карбонат натрия (крист.).

Выполнение работы

Пример предварительных расчетов

1. Расчет массы карбоната натрия (соды) для проведения опыта в бюретке объемом 25 мл (или 50 мл). Объем выделившегося газа не должен превышать объема бюретки.

Дано:

$$V = 25 \text{ мл}$$

$$V_m = 22400 \text{ мл/моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$$

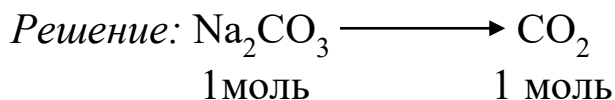
Найти:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

Формулы связи:

$$n = V / V_m$$

$$m = M \cdot n$$



1. Количество вещества углекислого газа объемом 25 мл:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{25}{22400} = 0,0011 \text{ моль.}$$

2. Масса навески:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{CO}_2)$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n \cdot M = 0,0011 \cdot 106 = 0,1183 \text{ г.}$$

Ответ: расчеты позволили установить, что для проведения опыта в бюретке объемом 25 мл необходимо взять навеску карбоната натрия не более 0,1183 г.

2. Необходимый объем серной кислоты концентрацией 1 моль/л:

Дано:

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1183 \text{ г}$
 $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$
 $C = 1 \text{ моль/л}$

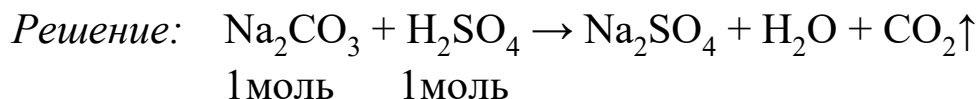
Найти:

$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

Формулы связи:

$n = m / M;$

$C = n / V$



1. Количество вещества карбоната натрия:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{0,1183}{106} = 0,0011 \text{ моль}$$

2. Объем серной кислоты:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{n}{C} = \frac{0,0011}{1} = 0,0011 \text{ л} \approx 1 \text{ мл.}$$

Ответ: расчеты позволили установить, что для проведения химической реакции необходимо взять не менее 1 мл серной кислоты ($C = 1 \text{ моль/л}$). Для полноты ее протекания объем кислоты надо увеличить в 2 раза.

Соберите установку согласно рис. 1.

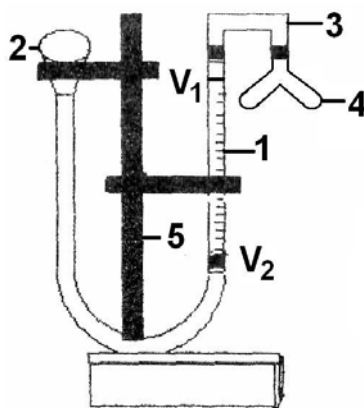


Рис. 1. Установка для определения молярной массы углекислого газа

В бюретку (1) через воронку (2) налейте раствор соляной кислоты до нулевого деления (в растворе кислоты, в отличие от дистиллированной воды, углекислый газ растворяется хуже). Сосуд Ландольта связывает с бюреткой соединительная трубка (3). В одно колено сосуда Ландольта (4) поместите навеску соды, в другое — раствор серной кислоты. Объем кислоты возьмите с избытком в 2 раза по сравнению с расчетными данными.

Проверьте прибор на герметичность. Для этого присоедините сосуд Ландольта к бюретке и опустите воронку вниз. Если прибор герметичен, то уровень жидкости в бюретке остается неизменным. При нарушении герметичности следует проверить все соединительные узлы.

Отмерьте первоначальный уровень жидкости в бюретке — это верхний уровень (V_1). Осторожно опрокиньте сосуд Ландольта так, чтобы вся кислота оказалась в колене с содой. Выделившийся газ вытесняет жидкость из бюретки, ее сливают в стакан через воронку. Вначале реакция идет бурно. Дождитесь момента, когда раствор будет прозрачным, без углекислого газа.

После того как сосуд охладится до комнатной температуры, отмерьте объем V_2 — это нижний уровень. Для этого совместите уровни жидкости в бюретке и воронке. Вычислите объем по формуле: $V = V_2 - V_1$.

Результаты эксперимента

- масса навески соды..... г
- объем газа V (в условиях опыта)..... мл
- температура опыта (t)..... °C
- атмосферное давление..... мм. рт. ст.
- давление насыщенного водяного пара (h)
при температуре опыта (см. приложение)..... мм. рт. ст.

1. Приведение объема газа к нормальным условиям:

$$V_0(\text{CO}_2) = \frac{V(p-h) \cdot 273}{760 \cdot (273+t)} = \dots\dots \text{мл.}$$

2. Количество вещества углекислого газа:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \dots\dots \text{моль.}$$

3. Масса выделившегося газа ($\rho = 1,9769$ мг/мл):

$$m(\text{CO}_2) = \rho \cdot V_0 = \dots\dots \text{г.}$$

4. Молярная масса углекислого газа, полученная в эксперименте:

$$M(\text{CO}_2)_{\text{эксп.}} = \frac{m(\text{CO}_2)}{n(\text{CO}_2)} = \dots\dots\dots \text{г/моль.}$$

5. Молярная масса углекислого газа (теоретическая):

$$M(\text{CO}_2)_{\text{теор.}} = 44 \text{ г/моль.}$$

6. Относительная ошибка (О.О.):

$$\text{О.О.} = \frac{M(\text{CO}_2)_{\text{эксп.}} - M(\text{CO}_2)_{\text{теор.}}}{M(\text{CO}_2)_{\text{теор.}}} \cdot 100 \% = \dots \%$$

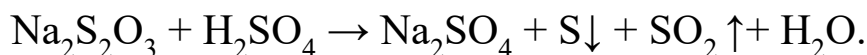
Сделайте вывод.

Тема 2. Скорость химических реакций

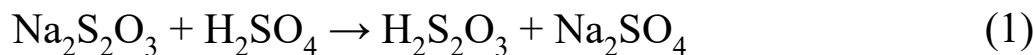
Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции в гомогенной системе

Оборудование и реактивы: секундомер (или часы с секундной стрелкой), бюретки емкостью 25 (50) мл — 3 шт., штатив с пробирками, стеклянные палочки, фильтровальная бумага, полоска бумаги, окрашенная в темный цвет. Растворы: тиосульфат натрия и серная кислота ($C = 0,15$ моль/л); дистиллированная вода.

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



В действительности она протекает в несколько стадий:



Первая стадия протекает практически мгновенно, скорость всего процесса определяется наиболее медленной стадией — реакцией разложения тиосерной кислоты, а концентрация тиосерной кислоты равна концентрации тиосульфата натрия.

Выполнение работы

Из бюреток налейте в одну из пробирок 3 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую — 3 мл раствора H_2SO_4 . Вылейте раствор H_2SO_4 в раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Содержимое пробирки тщательно перемешивайте стеклянной палочкой в течение всего опыта, стараясь не касаться дна пробирки. Одновременно включив секундомер, проводите отсчет времени, сосредоточив свое внимание на темной полоске бумаги. Она плотно прижата к стенке пробирки, и вы ее просматриваете через слой жидкости. Сначала она хорошо видна. Учитывая, что образовавшаяся в реакции аморфная тонкодисперсная сера вызывает помутнение раствора, в момент исчезновения видимости темной полоски остановите секундомер и запишите время. В следующих опытах конец реакции отмечается аналогичным образом — по достижении такой же плотности суспензии (мутный раствор делает темную полоску бумаги невидимой).

Проведите аналогичный эксперимент при той же температуре, но концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ уменьшите в 2 раза. Для этого из бюретки в пробирку налейте 1,5 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1,5 мл дистиллированной воды (концентрация тиосульфата стала равной 0,075 моль/л). В другую пробирку налейте 3 мл H_2SO_4 ($C = 0,15$ моль/л), растворы слейте и тщательно перемешайте. Далее опыт выполняйте, как описано выше.

Проведите аналогичный эксперимент при той же температуре, но концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ уменьшите в 3 раза по сравнению с исходной. Для этого из бюретки в пробирку налейте 1 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 мл дистиллированной воды (концентрация тиосульфата стала равной 0,05 моль/л). В другую пробирку налейте 3 мл H_2SO_4 ($C = 0,15$ моль/л). Далее опыт выполняйте, как описано выше. Полученные данные занесите в табл. 1.

Результаты эксперимента

С учетом того, что скорость химической реакции и время достижения одной и той же плотности суспензии серы обратно пропорциональны, величина $1/\Delta t$ будет характеризовать скорость химической реакции разложения тиосерной кислоты (2). Начертите на миллиметровой бумаге график зависимости скорости химической реакции от концентрации тиосерной кислоты. На оси абсцисс отложите в определенном масштабе концен-

трации $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, на оси ординат — соответствующие им скорости ($v \cong 1/\Delta\tau$)*.

Сделайте вывод.

Таблица 1

**Зависимость скорости разложения
тиосерной кислоты от ее концентрации**

№ опыта	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем H_2SO_4 , мл	Объем H_2O , мл	Общий объем, мл	Конц-я $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Промежуток времени от начала отсчета до момента исчезновения цветной полоски $\Delta\tau$, с	Скорость хим. реакции, $1/\Delta\tau$, 1/с
1							
2							
3							

*Опыт 2. Влияние температуры
на скорость химической реакции*

Оборудование и реактивы: секундомер (или часы с секундной стрелкой), термостат (или 3 стакана с горячей водой емкостью 200–250 мл с термометром), бюретки емкостью 25 (50) мл — 3 шт., штатив с пробирками, стеклянная палочка, фильтровальная бумага, полоска бумаги, окрашенная в темный цвет. Растворы: тиосульфат натрия и серная кислота ($C = 0,15$ моль/л).

Выполнение работы

Используют 2 термостата — с температурой 30 и 40 °С. Из бюретки в пробирку налейте 3 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую — 3 мл раствора H_2SO_4 и поместите в термостат с температурой 30 °С на 1 мин. Далее опыт выполняйте, как описано выше. Аналогичный опыт проведите при температуре 40 °С. Полученные данные занесите в табл. 2. При этом следует учесть, что эксперимент при температуре 20 °С был проведен ранее (см. опыт 1).

Результаты эксперимента

1. Начертите на миллиметровой бумаге график зависимости

* Знак пропорциональности

скорости химической реакции от температуры. На оси абсцисс отложите в определенном масштабе значения температур, на оси ординат — соответствующие им скорости.

2. Рассчитайте температурный коэффициент (γ) для двух интервалов: 20–30 °С и 30–40 °С, используя формулу:

$$\gamma = \frac{v_{T+10}}{v_T} = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \frac{\Delta\tau_T}{\Delta\tau_{T+10}}.$$

3. Найдите среднее значение температурного коэффициента ($\gamma_{\text{ср}}$).

4. Рассчитайте энергию активации (E , Дж/моль) реакции разложения тиосерной кислоты для двух температурных интервалов: 20–30 °С и 30–40 °С, используя формулу:

$$E = R \cdot \frac{T_1 \cdot T_2}{(T_2 - T_1)} \cdot \ln \gamma,$$

где R — универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К);

T_1, T_2 — абсолютная температура (К) опытов с интервалом 10°;

γ — температурный коэффициент в данном диапазоне температур.

5. Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Как согласуется полученное значение температурного коэффициента $\gamma_{\text{ср}}$ с правилом Вант-Гоффа?

Таблица 2

***Зависимость скорости разложения
тиосерной кислоты от температуры***

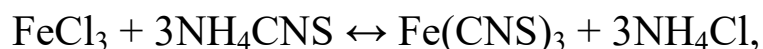
№ опыта	Температура, °С	Температура, К	Промежуток времени от начала отсчета до момента исчезновения цветной полоски $\Delta\tau$, с	Скорость хим. реакции, $1/\Delta\tau$, 1/с	Температурный коэффициент γ	Энергия активации E , кДж/моль
1	20					
2	30					
3	40					

Тема 3. Химическое равновесие

Опыт 1. Смещение химического равновесия обратимых реакций при изменении концентрации реагирующих веществ

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: разбавленные роданида калия и хлорида железа (III) ($C = 0,0025$ моль/л), концентрированные роданида аммония, хлорида железа (III) и хлорида аммония ($C = 1$ моль/л).

Реакция между FeCl_3 и NH_4CNS является обратимой:



поэтому в определенный момент в системе наступает химическое равновесие (как правило, для гомогенных реакций, протекающих в растворах, равновесие наступает практически мгновенно).

В начальный момент времени концентрация исходных веществ велика, а продуктов — равна нулю. После начала реакции концентрация реагентов будет уменьшаться (рис. 2 А), а значит, в соответствии с законом действующих масс скорость прямой реакции тоже будет уменьшаться (рис. 2 Б). Продукты в ходе реакции накапливаются, их концентрация увеличивается, что сопровождается ростом скорости обратной реакции. Химическое равновесие устанавливается в тот момент, когда скорости прямой и обратной реакции уравниваются (рис. 2 Б).

При добавлении в систему исходного вещества (FeCl_3) его концентрация увеличится и соотношение равновесных концентраций компонентов нарушится (рис. 2 А). Это приведет к росту скорости прямой реакции и накоплению продуктов, что повлечет за собой и увеличение скорости обратной реакции (рис. 2 Б). По мере расходования реагентов скорости прямой и обратной реакций будут постепенно уменьшаться до тех пор, пока не наступит новое состояние равновесия. Этому состоянию будут отвечать новые значения равновесных концентраций всех компонентов системы, однако соотношение концентраций будет таким же, как и при установлении первоначального равновесия.

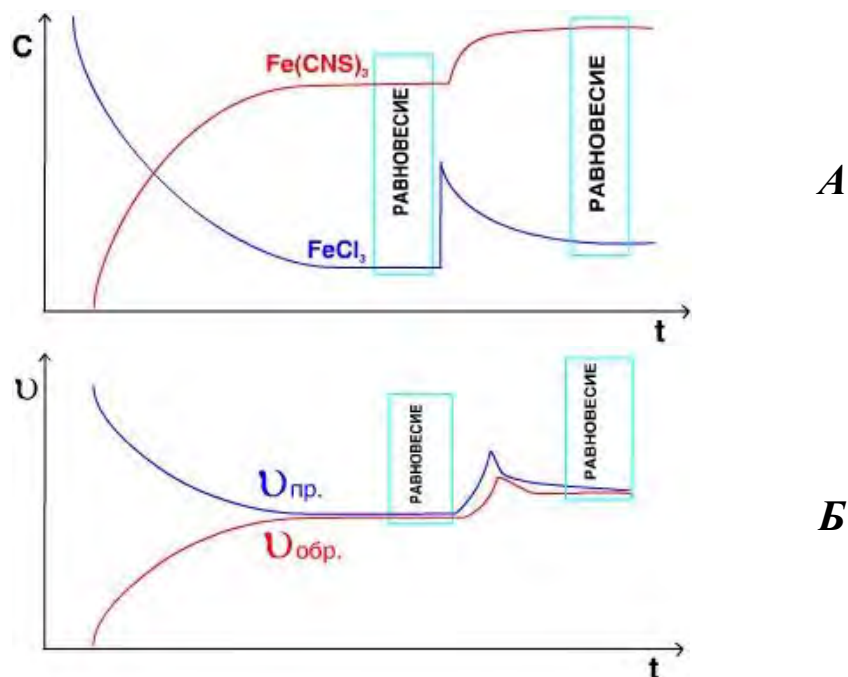


Рис. 2. Изменение концентраций (А) и скоростей прямой и обратной реакций (Б) при установлении химического равновесия

Выполнение работы

Роданид железа (III) имеет кроваво-красную окраску. При смещении химического равновесия интенсивность окраски раствора изменяется. Для наблюдения в 4 пробирках смешайте по 1 мл разбавленных растворов FeCl_3 и NH_4CNS , в результате чего должны получиться 4 одинаково окрашенных в кроваво-красный цвет раствора. Затем в пробирки добавьте 1 мл концентрированного раствора: в первую — FeCl_3 , во вторую — NH_4CNS , в третью — NH_4Cl , четвертая — контроль. Наблюдайте изменение интенсивности окраски раствора в каждом случае.

Результаты эксперимента

1. Напишите выражение для константы химического равновесия соответствующей химической реакции. Какие вещества находятся в растворе при равновесии?

2. Как в соответствии с принципом Ле Шателье смещается химическое равновесие при добавлении в систему: а) хлорида железа (III); б) роданида аммония; в) хлорида аммония?

3. Как изменятся в каждом из этих случаев концентрации остальных компонентов равновесной системы по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия?

Тема 4. Энергетика химических реакций

Опыт 1. Определение теплового эффекта химических реакций (работа выполняется на компьютере)

Оборудование и реактивы: компьютер с измерительным блоком, датчик температуры 0–100 °С, химические стаканы на 50 и 100 мл, магнитная мешалка, мерный цилиндр на 100 мл, штатив химический. Растворы: соляная кислота, гидроксид натрия, карбонат калия, тиосульфат натрия ($C = 4$ моль/л).

Выполнение работы

Для экспериментального определения теплового эффекта реакции проводят реакцию с известным количеством вещества (n) и измеряют, сколько при этом выделилось тепловой энергии. Чтобы это измерить, реакцию проводят в среде известной массы (m) с известной теплоемкостью (c) и измеряют разность температуры среды до и после реакции (ΔT).

Тепловой эффект рассчитывают по формуле:

$$Q = \frac{c \cdot m \cdot \Delta T}{n}.$$

К первому разъему измерительного блока подключите датчик температуры. В меню программы «L-Химия — практикум» выберите сценарий «Датчики: Температура 0–100 °С (длинный датчик): Ручной ввод абсциссы». Выйдите в окно измерений.

В химический стакан на 100 мл налейте 50 мл HCl концентрацией 4 моль/л, поставьте на магнитную мешалку и погрузите датчик температуры.

Включите мешалку, нажатием на экранную кнопку «Пуск» запустите процесс измерения. Когда показания датчика температуры установятся, нажатием экранной кнопки «Выбор» введите в компьютер значение температуры. В появившемся при этом окне укажите значение абсциссы «1». В стакан с HCl цилиндром добавьте 50 мл NaOH концентрацией 4 моль/л. Как только температура перестанет расти, введите ее в компьютер, указав значение абсциссы «2». Остановите измерение нажатием экранной кнопки «Стоп» и сохраните результаты нажатием экранной кнопки «Архив». Аналогичные операции повторите с парой HCl — K₂CO₃

(приливайте растворы медленно, чтобы избежать образования пены) и $\text{HCl} - \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (последний опыт проводите под тягой).

Открывают файлы с результатами в программе «Excel». В каждом из них два столбца. Первый — номер измерения (1 — до смешения реактивов, 2 — после), второй — температура при этом. Рассчитывают разность температур ΔT до и после реакции. Для этого производят экстраполяцию линейного участка температуры конечного периода к моменту начала реакции (рис. 3).

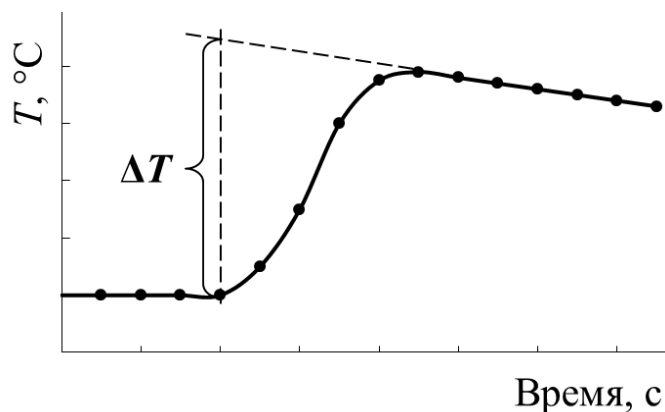


Рис. 3. Графическое определение разности температур

Далее вычисляют тепловой эффект реакции по формуле, приведенной выше. При этом считают, что в эксперименте нагревается только раствор. Поэтому за массу системы принимают конечную массу раствора (плотность растворов можно приближенно считать равной 1 г/мл). Его теплоемкость приближенно принимают равной теплоемкости воды, $c_{\text{воды}} = 4,18 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot \text{К})$. Количество прореагировавшего вещества (n) считают, зная объем его раствора (V) и концентрацию (C) по формуле

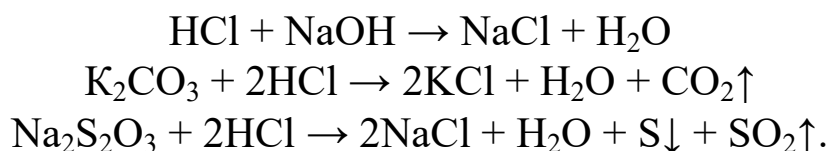
$$n = CV.$$

Возможные вариации

Желательно провести этот эксперимент дважды. Тогда отчет представляется в форме трех таблиц (отдельная для каждой реакции), а в выводе даются усредненные значения их тепловых эффектов.

Результаты эксперимента

1. Запишите термохимические уравнения нижеследующих реакций, определив их тепловой эффект.



2. В табличной форме укажите уравнение реакции, начальную и конечную температуру раствора, изменение температуры и тепловой эффект реакции.

3. Как согласуется полученное значение теплового эффекта первой реакции с законом постоянства теплот нейтрализации?

4. Для третьей реакции напишите ионное уравнение. Используя закон Гесса, вычислите стандартную энтальпию образования тиосульфат-иона $\Delta H_{\text{обр}}^\circ (\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ по значениям табличных данных и экспериментально определенного теплового эффекта реакции.

5. Как изменится формула для расчета теплового эффекта, если в нее подставить концентрацию вещества, перед которым стоит стехиометрический коэффициент n ?

Тема 5. Химическое равновесие в растворах электролитов. Электролитическая диссоциация

Опыт 1. Сравнение химической активности кислот

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: соляная и уксусная кислоты ($C = 2$ моль/л); металлический цинк.

Выполнение работы

В две пробирки на $1/3$ объема налейте растворы соляной и уксусной кислот. В каждую пробирку поместите по кусочку металлического цинка.

Результаты эксперимента

В каком случае водород выделяется более энергично? Запишите ионные и молекулярные уравнения. Объясните наблюдаемые различия в скоростях химических реакций, используя значения констант диссоциации кислот.

Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: уксусная кислота ($C = 0,1$ моль/л), аммиак (конц.), метилоранж, фенолфталеин; ацетат натрия, хлорид аммония (крист.).

1. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

Выполнение работы

В 2 пробирки внесите по 0,5 мл раствора уксусной кислоты и 2 капли метилоранжа. Под влиянием каких ионов индикатор принимает розовую окраску?

Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, в другую внесите небольшое количество кристаллов ацетата натрия. Содержимое перемешайте стеклянной палочкой. Сравните окраску полученного раствора с контролем.

Результаты эксперимента

Запишите уравнение электролитической диссоциации уксусной кислоты. Вычислите рН раствора. Как смещается химическое равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия? Как изменяются при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация катионов водорода? Почему?

2. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Выполнение работы

В две пробирки внесите по 0,5 мл раствора аммиака и одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин принял малиновую окраску? Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, в другую внесите небольшое количество кристаллов хлорида аммония. Сравните окраску полученного раствора с контролем.

Результаты эксперимента

Запишите схему равновесия в растворе аммиака, учитывая, что большая часть аммиака находится в виде гидратированных молекул ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Как смещается равновесие в этом растворе при внесении хлорида аммония? Почему интенсивность окраски фенолфталеина уменьшается?

Опыт 3. Изучение свойств буферных растворов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, мерный цилиндр, колба коническая, стеклянная палочка. Растворы: уксусная кислота, ацетат натрия, гидроксид натрия, соляная кислота ($C = 0,1$ моль/л). Универсальная индикаторная бумага.

Выполнение работы

А. Приготовьте 20 мл ацетатного буферного раствора, состоящего из $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ с концентрацией 0,1 моль/л. Для этого отмерьте мерным цилиндром по 10 мл уксусной кислоты и ацетата натрия и смешайте их в конической колбе.

Б. Вычислите рН приготовленного раствора. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН полученного буферного раствора и сравните это значение с расчетными данными.

В. В три пробирки налейте по 1 мл приготовленного буферного раствора. В одну пробирку добавьте 1 каплю раствора гидроксида натрия, во вторую — 1 каплю раствора соляной кислоты, в третью — 1 мл дистиллированной воды. Хорошо перемешайте содержимое пробирок стеклянной палочкой. Определите рН растворов с помощью индикаторной бумаги.

Результаты эксперимента

Занесите все полученные данные в лабораторный журнал.

1. Проанализируйте данные эксперимента. Как изменяется рН буферного раствора при добавлении кислоты, щелочи и воды?

2. Какое практическое применение имеют буферные растворы?

3. Сделайте вывод, сформулировав свойства буферных растворов.

Тема 6. Приготовление раствора заданной концентрации

Оборудование и реактивы: весы технические, калька, бюретка объемом 25 мл, колба мерная с пробкой объемом 100 мл, колба коническая для титрования объемом 50 мл, пипетка градуированная, воронка, груша, стакан для слива. Растворы: соляная кислота ($C = 0,1$ моль/л), гидроксид натрия ($C = 0,1$ моль/л), соляная кислота (конц.), серная кислота (конц.); индикаторы: метилоранж, фенолфталеин, бромтимоловый синий. Кристаллические вещества: гидроксид натрия, гидрокарбонат натрия, тетраборат натрия, щавелевая кислота.

Приготовление растворов

Получите у преподавателя номер варианта для выполнения задания.

Вариант	Растворяемое вещество	C, моль/л	Индикатор для определения
1	NaOH	0,15	бромтимоловый синий
2	NaHCO ₃	0,10	метилоранж
3	Na ₂ B ₄ O ₇ · 10H ₂ O	0,05	метилоранж
4	HCl	0,08	бромтимоловый синий
5	H ₂ SO ₄	0,06	бромтимоловый синий
6	H ₂ C ₂ O ₄ · 2H ₂ O	0,25	фенолфталеин

В мерной колбе объемом 100 мл приготовьте раствор вещества с требуемой молярной концентрацией C .

А. Если раствор готовится путем растворения кристаллического вещества (варианты 1, 2, 3, 6), необходимо сначала взять навеску на технических весах. Массу навески m (г) определяют по формуле:

$$m = CMV,$$

где M — молярная масса кристаллического вещества, г/моль (для кристаллогидратов необходимо учитывать кристаллизационную воду); V — объем раствора, л (равен объему мерной колбы).

Для гидроксида натрия (вариант 1) расчетное значение массы следует умножить на поправочный коэффициент 1,25 (кристал-

лические щелочи активно поглощают влагу из воздуха, в результате чего масса кристаллов становится больше).

Взятую навеску аккуратно переносят с помощью воронки в мерную колбу, добавляют на 1/3 дистиллированной воды и перемешивают раствор до полного растворения кристаллов. После уровня жидкости в колбе доводят дистиллированной водой до метки.

Б. Если раствор готовится путем разбавления концентрированного раствора кислоты (варианты 4 и 5), необходимо отмерить с помощью пипетки точный объем $V_{\text{к-ты}}$, который можно рассчитать по формуле:

$$V_{\text{к-ты}} = \frac{CMV}{1000 \cdot \omega \cdot \rho},$$

где M — молярная масса кислоты, г/моль; V — объем раствора, л (равен объему мерной колбы); ω — массовая доля исходного раствора кислоты, доли единицы; ρ — плотность раствора кислоты, г/мл.

Плотность концентрированного раствора кислоты измеряют ареометром в мерном цилиндре с соблюдением правил техники безопасности, а затем определяют по справочнику массовую долю. **Все работы с концентрированными кислотами проводят под включенной тягой в очках и защитных перчатках!**

В мерную колбу, заполненную на 1/3 дистиллированной водой, аккуратно переносят с помощью воронки взятый (с помощью мерной пипетки) объем концентрированной кислоты. Раствор перемешивают, охлаждают до комнатной температуры и доводят уровень жидкости в колбе дистиллированной водой до метки.

Проверка концентрации

Проверку проводят путем кислотно-основного титрования приготовленных растворов. Для этого собирают установку (рис. 4).

На штативе закрепляют чистую, ополоснутую дистиллированной водой бюретку (1), которую наполняют раствором титранта (2) выше нулевого деления, удаляют воздух из наконечника и резиновой трубки бюретки. В качестве титрантов в кислотно-основном титровании используют растворы сильных кислот и щелочей. В настоящей работе это растворы HCl (для вариантов

1–3) и NaOH (для вариантов 4–6) с точной концентрацией 0,1 моль/л. Уровень жидкости устанавливают на нулевом делении (отсчет ведут по нижнему мениску), осторожно сливая избыток титранта в стакан для слива (3).

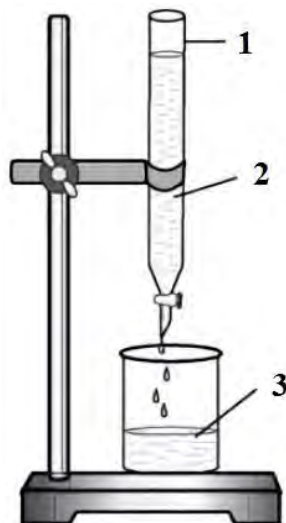


Рис. 4. Схема установки для титрования

В коническую колбу для титрования пипеткой отмеряют точно 5 мл приготовленного раствора ($V_{\text{пип}}$) и добавляют 1–2 капли индикатора. Колбу с раствором ставят под бюретку на лист белой бумаги и по каплям добавляют титрант, постоянно перемешивая жидкость плавными движениями колбы. Титрование проводят до момента смены окраски индикатора.

Индикатор	Переход окраски	Интервал pH
бромтимоловый синий (титрант — HCl)	синий → зеленый	6,0–7,6
бромтимоловый синий (титрант — NaOH)	желтый → зеленый	6,0–7,6
метилоранж (титрант — HCl)	желтый → красный	3,1–4,4
фенолфталеин (титрант — NaOH)	бесцветный → малиновый	8,2–10

Результат титрования с точностью 0,05 мл записывают в лабораторный журнал. Далее титрование повторяют до получения трех сходящихся результатов (разница в отсчетах по бюретке

между параллельными определениями не превышает 0,1 мл). Вычисляют среднее арифметическое V_T , учитывая только сходящиеся значения.

Результаты эксперимента

1. Приведите расчеты, необходимые для приготовления раствора с заданной концентрацией.

2. Запишите уравнение реакции титрования. Отметьте молярное соотношение реагирующих веществ (факторы эквивалентности f).

3. Рассчитайте концентрацию вещества в приготовленном растворе $C_{\text{эксп}}$ по результатам титрования:

$$C_{\text{эксп}} = \frac{C_T \cdot V_T \cdot f}{V_{\text{пп}}},$$

где C_T — молярная концентрация титранта (моль/л); V_T — средний объем титранта (мл), пошедший на титрование; f — фактор эквивалентности определяемого вещества; $V_{\text{пп}}$ — объем раствора, взятого для титрования (5 мл).

4. Определите относительную ошибку:

$$\text{О.О.} = \frac{C - C_{\text{эксп}}}{C_{\text{эксп}}} \cdot 100 \, \%.$$

5. На основании значений интервала перехода индикатора обоснуйте возможность его применения для исследуемой реакции.

Тема 7. Гидролиз солей

Опыт 1. Реакция среды (рН)

в растворах различных солей

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: карбонат натрия, сульфат алюминия, хлорид натрия, ацетат аммония ($C = 0,1$ моль/л). Универсальная индикаторная бумага.

Выполнение работы

В 4 пробирки налейте растворы следующих солей: Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, NaCl . Используя универсальную индикаторную бумагу, установите рН каждого раствора.

Результаты эксперимента

Полученные данные представьте в виде таблицы.

Таблица 3

Определение pH растворов различных солей

Формулы солей	Реакция среды по индикаторной бумаге	Рассчитанное pH раствора
Na_2CO_3		
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
$\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$		
NaCl		

Какие из солей подверглись гидролизу? Запишите ионные и молекулярные уравнения. Укажите тип гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону, необратимый или полный, необратимый совместный), форму гидролиза (простой, ступенчатый). В случае ступенчатого следует записать уравнение реакции только для I ступени (в достаточно концентрированных растворах следующие ступени гидролиза протекают очень слабо). Назовите ионы, молекулы, которые имеются в растворе. Рассчитайте pH растворов солей, которые подверглись гидролизу. Сделайте общие выводы о возможности протекания реакции гидролиза солей и реакции среды соли, в состав которой входят сильно поляризующие воду ионы (соль образована сильным основанием и слабой кислотой; слабым основанием и сильной кислотой; слабым основанием и слабой кислотой; сильным основанием и сильной кислотой). Назовите электролиты, прибавление которых: а) усилило бы гидролиз; б) ослабило бы гидролиз.

Опыт 2. Необратимый (полный) совместный гидролиз солей

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: карбонат натрия, сульфат алюминия, сульфид натрия, хлорид железа (III) ($C = 0,1$ моль/л).

Выполнение работы

В пробирку с раствором сульфата алюминия прилейте раствор

сульфида натрия. В другую пробирку с раствором хлорида железа (III) прилейте раствор карбоната натрия. Отметьте выделение газа в обеих пробирках, в том числе по запаху; образование осадков.

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения необратимого совместного гидролиза двух солей. Почему в случае, когда одна соль гидролизуеться по катиону, а другая — по аниону, протекает их совместный необратимый гидролиз, а не классическая реакция ионного обмена с образованием соответствующих солей?

Опыт 3. Влияние температуры на степень гидролиза солей

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня. Растворы: ацетат натрия ($C = 0,5$ моль/л), фенолфталеин.

Выполнение работы

В пробирку с раствором ацетата натрия внесите 2 капли фенолфталеина. Нагрейте пробирку. Что наблюдаете? Охладите пробирку. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

1. Запишите ионное и молекулярное уравнение гидролиза ацетата натрия.

2. Какой вывод об изменении концентрации гидроксид-ионов в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? В какую сторону смещается равновесие в реакции гидролиза при понижении температуры?

3. В соответствии с принципом Ле Шателье сделайте вывод о знаке теплового эффекта в реакции гидролиза (экзотермическая или эндотермическая).

4. По ионному уравнению вычислите тепловой эффект реакции гидролиза, используя табличные значения стандартных энтальпий образования. Как согласуется результат расчета с экспериментом?

5. Определите возможность протекания реакции гидролиза в стандартных условиях расчетом энергии Гиббса.

Тема 8. Производство растворимости

Опыт 1. Условия выпадения осадка

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: сульфат марганца, сероводородная вода, сульфид натрия, хлорид магния ($C = 0,1$ моль/л), аммиак ($C = 2$ моль/л); хлорид аммония (крист.).

А. Осаждение ионов Mn^{2+}

Выполнение работы

В 2 пробирки налейте по 0,5 мл раствора сульфата марганца. В одну прилейте такой же объем сероводородной воды. В другую внесите такой же объем сульфида натрия. В каком случае выпадает осадок сульфида марганца? Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения химических реакций ионного обмена. Пользуясь понятием произведения растворимости, объясните выпадение осадка в одном случае и его отсутствие в другом. Ответ подтвердите расчетами.

Б. Образование гидроксида магния

Выполнение работы

В 2 пробирки налейте по 0,5 мл раствора хлорида магния. В одну из них внесите несколько кристалликов хлорида аммония и растворите их перемешиванием стеклянной палочкой. Затем в каждую из пробирок прилейте по 2 мл раствора аммиака. Почему в той пробирке, куда предварительно внесли хлорид аммония, осадок гидроксида магния не образуется?

Результаты эксперимента

Запишите ионное и молекулярное уравнение реакции получения $Mg(OH)_2$. Объясните, почему во втором случае $Mg(OH)_2$ не образуется? Чем обусловлено, что в этом случае

$$[Mg^{2+}][OH^-]^2 < ПР\ Mg(OH)_2 = 2 \cdot 10^{-11}?$$

Опыт 2. Сравнение полноты осаждения ионов различными осадителями

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: нитрат свинца, хлорид натрия, сульфат аммония, сульфид аммония или натрия ($C = 0,1$ моль/л), соляная кислота ($C = 1$ моль/л).

Выполнение работы

Смешайте в пробирке 1 мл раствора нитрата свинца и 3 мл раствора хлорида натрия. В течение 3 минут осадок хлорида свинца должен отстояться.

После отстаивания надосадочную жидкость разлейте в 3 пробирки. В первую внесите 2–3 капли раствора HCl , во вторую 2–3 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, в третью — $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения реакций образования солей свинца. Опираясь на знание условий выпадения осадка при проведении реакции ионного обмена, объясните образование PbCl_2 , PbSO_4 , PbS , учитывая, что $\text{PP}(\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$, $\text{PP}(\text{PbSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$, $\text{PP}(\text{PbS}) = 2,5 \cdot 10^{-27}$.

В каком случае катионы Pb^{2+} выделяются из раствора наиболее полно? Ответ обоснуйте соответствующими расчетами.

Опыт 3. Условия растворения осадка

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: хлорид кальция, оксалат натрия ($C = 0,1$ моль/л), соляная и уксусная кислоты ($C = 1$ моль/л).

Выполнение работы

В 2 пробирки внесите по 0,5 мл растворов хлорида кальция и оксалата натрия. К осадку CaC_2O_4 в первой пробирке добавьте 1 мл соляной кислоты, во второй пробирке — 1 мл уксусной кислоты той же концентрации.

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения получения

CaC_2O_4 и растворения в соляной кислоте. Опираясь на условия растворения осадка, оцените, почему CaC_2O_4 растворяется в соляной кислоте, а в уксусной — нет? Ответ обоснуйте соответствующими расчетами.

Тема 9. Комплексные соединения

Опыт 1. Получение и исследование свойств комплексного соединения аммиаката серебра

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: соляная кислота или хлорид натрия ($C = 1$ моль/л), нитрат серебра ($C = 0,1$ моль/л), аммиак (конц.) и азотная кислота ($C = 1$ моль/л).

Выполнение работы

1. В пробирку к одной капле раствора нитрата серебра прибавьте 2 капли раствора соляной кислоты или хлорида натрия. Слейте надосадочную жидкость и к осадку прибавьте раствор гидроксида аммония до полного его растворения.

2. В пробирку с раствором полученного комплексного соединения $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ прибавьте несколько капель азотной кислоты. Кислота берется в избытке, что контролируется индикатором. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакций получения и разрушения комплексного соединения. Подтвердите наблюдаемые реакции расчетами.

Опыт 2. Получение гидроксида меди и превращение его в комплексное соединение. Разрушение комплекса

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: сульфат меди, сульфид натрия ($C = 1$ моль/л), аммиак (конц.).

Выполнение работы

К трем каплям раствора сульфата меди прибавьте две капли

раствора аммиака. Наблюдайте выпадение голубого осадка гидроксида меди. Затем по каплям прибавьте избыток раствора гидроксида аммония. Что наблюдаете? Разрушите комплексное соединение 3–5 каплями сульфида натрия.

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакций образования гидроксида меди, комплексного соединения, а также разрушения комплексного иона в ионном и молекулярном виде. Объясните образование осадка черного цвета. Подтвердите наблюдаемые явления расчетами ($\text{IP}(\text{CuS}) = 6,3 \cdot 10^{-36}$).

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях ионного обмена

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: соль Мора, хлорид железа (III), гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) и гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) ($C = 0,1$ моль/л).

А. Качественная реакция на катион железа (II)

Выполнение работы

В пробирку внесите 2–4 капли свежеприготовленного раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ и прибавьте равный объем раствора гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. К содержимому пробирки прибавьте 3 мл дистиллированной воды. Что наблюдаете?

Б. Качественная реакция на катион железа (III)

Выполнение работы

В пробирку внесите 2–3 капли раствора FeCl_3 и прибавьте 2–3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Содержимое пробирки так же, как и в предыдущем опыте, разбавьте водой. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите уравнение соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде. Назовите все комплексные соединения

по номенклатуре ИЮПАК, дайте тривиальные названия. Сформулируйте, какие комплексные соединения катионов железа (красная кровяная соль, желтая кровяная соль) являются реагентами на ионы железа (II) и (III).

Тема 10. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Опыт 1. Влияние pH среды на протекание окислительно-восстановительной реакции

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: перманганат калия и сульфит натрия ($C = 0,5$ моль/л), дихромат калия ($C = 1$ моль/л), гидроксид натрия и серная кислота ($C = 0,1$ моль/л).

А. Влияние pH-среды на восстановление перманганата калия

Выполнение работы

Налейте в три пробирки 3–4 капли раствора перманганата калия. В первую пробирку внесите 2–3 капли раствора серной кислоты, в другую — столько же дистиллированной воды, в третью — такой же объем раствора щелочи. Во все 3 пробирки добавьте по 3–4 капли сульфита натрия. Отметьте изменения в цвете растворов, появление осадка.

Результаты эксперимента

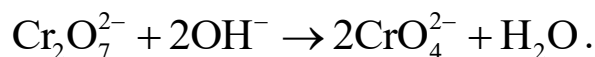
Напишите уравнения реакций восстановления KMnO_4 сульфитом натрия в кислой, нейтральной, щелочной среде. Учтите, что соединения марганца в различных степенях его окисления в растворах по-разному окрашены: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску; Mn^{2+} практически бесцветен (в концентрированном растворе — слабо-розовый), MnO_4^{2-} — зеленую, MnO_2 — бурый осадок.

Укажите тип окислительно-восстановительной реакции. Вычислив ЭДС, объясните, в какой среде перманганат-ион наиболее сильно проявляет окислительные свойства. Вычислите молярную массу вещества эквивалента окислителя в каждом случае.

Б. Окислительные свойства соединений хрома со степенью окисления +6

Выполнение работы

В две пробирки внесите 4–5 капель раствора бихромата калия, добавьте в первую 3–4 капли раствора серной кислоты, во вторую — 3–4 капли раствора гидроксида натрия. Обратите внимание на изменение цвета раствора во второй пробирке: яркая апельсиновая окраска перешла в желтую:



В обе пробирки добавьте 3–4 капли сульфита натрия. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Напишите уравнения реакций восстановления окислителя в кислой и щелочной среде. Учтите, что соединения хрома в растворах по-разному окрашены: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ имеет ярко-апельсиновый цвет, CrO_4^{2-} — желтый, Cr^{3+} — темно-зеленый, CrO_2^- — желтый. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции. Вычислив ЭДС, объясните, в какой среде соединения хрома со степенью окисления +6 наиболее сильно проявляют окислительные свойства. Вычислите молярную массу вещества эквивалента окислителя в обоих случаях.

Опыт 2. Реакция диспропорционирования (самоокисления — самовосстановления)

Оборудование и реактивы: водяная баня (стакан с горячей водой), штатив с пробирками. Раствор: пероксид водорода (с массовой долей 3 %).

Выполнение работы

Налейте в две пробирки по 1 мл раствора H_2O_2 и в одну из них внесите 3–4 капли MnO_2 . Другую пробирку только с пероксидом водорода нагрейте, опустив ее в стакан с горячей водой. Что наблюдаете? Какой продукт выделяется?

Результаты эксперимента

Запишите уравнение реакции диспропорционирования пероксида водорода электронно-ионным методом. Укажите, в какой полуреакции пероксид водорода — окислитель, в какой — восстановитель. Объясните, почему пероксид водорода способен к реакции диспропорционирования. В каких условиях этот процесс протекает легче?

Опыт 3. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции (демонстрационный)

Оборудование и реактивы: керамическая пластинка, спиртовка, спички, лучинка, дихромат аммония (крист.), этиловый спирт.

Выполнение работы

Изучите реакцию разложения дихромата аммония. На керамическую пластинку поместите горкой небольшое количество соли, смочите ее спиртом и подожгите его. Через несколько секунд протекает бурное разложение дихромата аммония («вулканчик»).

Результаты эксперимента

Запишите уравнение химической реакции разложения дихромата аммония, используя метод электронного баланса. Учтите, что при этом образуется оксид хрома (III), выделяется азот и пары воды. Атомы какого элемента были окислителем? Восстановителем? Почему уместно использование метода электронного баланса при составлении данной окислительно-восстановительной реакции?

Тема 11. Электрохимические процессы

Опыт 1. Электролиз раствора иодида калия

Оборудование и реактивы: графопроектор, выпрямитель электрического тока ВС-24, чашка Петри, медные электроды. Растворы: иодид калия ($\omega = 30\%$), фенолфталеин, крахмал ($\omega = 1\%$).

Выполнение работы

В чашку Петри помещают электроды (рис. 5), наливают раствор иодида калия тонким слоем так, чтобы электроды касались жидкости.

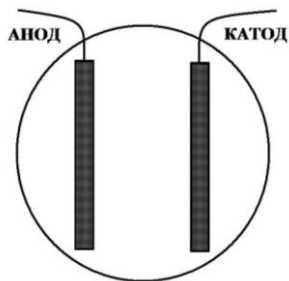


Рис. 5. Электролиз раствора иодида калия

Наведите на резкость изображения на экране. Включите источник постоянного тока. Через несколько секунд у анода появляется желтое пятно. В зону анода (А) и катода (К) вносят по капле раствор крахмала. В синий цвет окрашивается пятно только у анода. В эти же зоны вносят по капле раствора фенолфталеина. У катода появляется характерное малиновое окрашивание.

Результаты эксперимента

Запишите полуреакции восстановления и окисления на катоде и аноде при электролизе раствора соли, а также ионное и молекулярное уравнения. Как обнаружили в зоне анода образование иода, а в зоне катода — гидроксид калия? Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, оцените, какие из указанных полуреакций протекают на электродах при электролизе раствора иодида калия. Зарисуйте прибор.

Опыт 2. Электролиз насыщенного раствора хлорида натрия

Оборудование и реактивы: прибор для электролиза (рис. 6), выпрямитель электрического тока ВС-24М или ВС-12, пробирки, спиртовка. Растворы: насыщенный хлорид натрия, фенолфталеин. Йодокрахмальная бумага.

Выполнение работы

Собирают прибор согласно рис. 6.

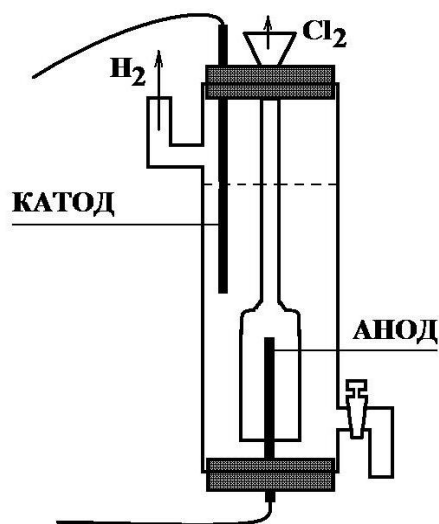


Рис. 6. Электролиз раствора хлорида натрия

В сосуд наливают электролит — хлорид натрия. Катод (железный стержень) присоединяют к клемме катода выпрямителя. Анод (угольный электрод) присоединяют к аноду выпрямителя. На воронку помещают смоченную йодокрахмальную бумагу. Через электролит пропускают ток напряжением до 20 вольт с силой тока 4–5 ампер. Выделяющийся водород на катоде собирают в пробирку. Наличие его проверяют по общепринятой методике. Наличие хлора подтверждают йодокрахмальной бумагой, которая окрашивается в синий цвет. Продукт электролиза — гидроксид натрия — обнаруживают с помощью фенолфталеина.

Результаты эксперимента

Объясните процессы, происходящие у катода и анода, используя схемы окислительно-восстановительных процессов. Запишите ионные и молекулярные уравнения электролиза соли. Нарисуйте прибор.

Опыт 3. Электролиз растворов хлорида и сульфата меди (II)

Оборудование и реактивы: угольные электроды, укрепленные в пластинке (изолятор), химический стакан (по размерам электродов). Выпрямитель электрического тока ВС-24М. Растворы солей: сульфат и хлорид меди (II).

Выполнение работы

Установку собирают согласно рис. 7. В стакан наливают раствор соли — хлорида меди, в который погружают электроды. Включают источник тока. Наблюдается отложение меди на катоде (К). На аноде (А) выделяется хлор, который можно обнаружить по запаху или по посинению йодокрахмальной бумаги.

Электролиз сульфата меди (II) проводят аналогично. Наличие серной кислоты подтверждают индикатором.

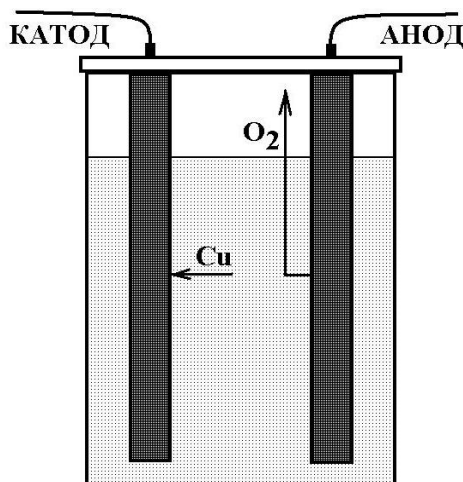


Рис. 7. Электролиз раствора хлорида меди (II)

Результаты эксперимента

Запишите реакции восстановления на катоде и окисления на аноде при электролизе хлорида и сульфата меди (II), а также ионные и молекулярные уравнения электролиза растворов этих солей. Зарисуйте прибор.

Опыт 4. Изучение коррозии металлов

Оборудование и реактивы: весы технические, химический стакан. Цинковая, железная и медная пластины, раствор соляной кислоты ($C = 0,1$ моль/л).

Выполнение работы

Металлические пластины тщательно зачистите наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой и протрите фильтровальной бумагой. Определите массу пластин на технических весах, результат запишите в лабораторный журнал.

В химический стакан залейте раствор соляной кислоты. Соедините между собой железную и цинковую пластины и поместите их в стакан на 30 минут. Извлеките пластины из стакана, сполосните их дистиллированной водой и протрите фильтровальной бумагой. Вновь проведите взвешивание пластин.

Повторите опыт с железной и медной пластиной.

Результаты эксперимента

1. Приведите схему коррозионного элемента.
2. Для каждой пары металлов укажите катод и анод. Запишите уравнения анодного и катодного процессов, а также суммарное уравнение реакции. Объясните с помощью этих реакций экспериментальные наблюдения изменения массы пластин.
3. Рассчитайте потенциал катодной реакции и объясните влияние природы использованных металлов.
4. Какое практическое использование могут иметь наблюдаемые явления?

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

Тема 12. Галогены

Опыт 1. Растворение Br_2 , I_2 в воде и в толуоле

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Насыщенные растворы: бром, йод в воде, толуол (или другой неполярный органический растворитель).

Выполнение работы

В две пробирки налейте по 1 мл заранее приготовленных растворов брома и йода в воде. Обратите внимание на цвет водных растворов галогенов. В каждую пробирку внесите по 0,5 мл толуола и энергично встряхивайте примерно 20 секунд две не смешивающиеся между собой жидкости.

Результаты эксперимента

Зарисуйте результаты опыта. Отметьте цвет галогенов в полярном и неполярном растворителях. Разберите строение молекулы галогена (на примере йода) методом ВС и МО и объясните, почему окрасился органический слой, а водная фаза окраску утратила. Как называется процесс перехода вещества из одного растворителя в другой, в котором вещество растворяется лучше? Почему галогены лучше растворяются в неполярных растворителях?

Опыт 2. Действие хлорной воды на раствор гидроксида натрия

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Насыщенный раствор хлора в воде, раствор гидроксида натрия ($C = 0,1$ моль/л).

Выполнение работы

В пробирку к 2–3 мл хлорной воды прилейте по каплям (из пипетки) раствор гидроксида натрия, пока не исчезнет запах хлора.

Результаты эксперимента

Как объяснить исчезновение запаха хлора? В какой последовательности гидроксид натрия нейтрализует две кислоты, которые находятся в растворе? Запишите ионные и молекулярные уравнения соответствующих химических реакций.

Опыт 3. Сравнение окислительной активности галогенов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: йод (насыщ.), сульфид натрия и соляная кислота ($C = 0,1$ моль/л).

Выполнение работы

В пробирку внесите 3–5 капель йодной воды, затем добавьте 1–3 капли соляной кислоты и несколько капель сульфида натрия. Наблюдайте помутнение раствора, которое вызвано образованием взвеси аморфной тонкодисперсной серы.

Результаты эксперимента

Запишите уравнения окислительно-восстановительной реакции. Предположите возможность протекания реакции с хлорной и бромной водой. Расположите галогены в ряд по убыванию их окислительной активности. Последовательность расположения объясните на основании окислительно-восстановительных потенциалов. Могут ли галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) проявлять восстановительные свойства? Ответ обоснуйте.

Опыт 4. Восстановительные свойства галогенид-ионов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: иодид и бихромат калия ($C = 0,1$ моль/л), серная кислота ($C = 0,1$ моль/л), толуол.

Выполнение работы

В пробирку внесите 2–4 капли бихромата калия и подкислите его 1–2 каплями раствора серной кислоты, добавьте 2–3 капли иодида калия. Раствор тщательно перемешайте, прилейте 0,5 мл толуола и проведите экстракцию образовавшегося галогена органическим растворителем.

Результаты эксперимента

В каком случае восстановление дихромата калия не произошло? Запишите ионные и молекулярные уравнения химических реакций восстановления бихромат-иона в катион Cr^{3+} . Расположите галогенид-ионы в ряд по убыванию их восстановительной активности.

Тема 13. Халькогены. Сера и ее соединения

Опыт 1. Аллотропные модификации серы

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички, пинцет, стакан объемом 50 мл с холодной водой, бумажный «пакет», зажим для пробирок, порошок серы.

Выполнение работы

Половину объема пробирки заполните порошком серы. Укрепив ее в зажиме, медленно нагревайте по всему объему. Наблюдайте происходящие изменения в цвете и вязкости расплавленной серы. В момент, когда вязкость серы резко уменьшилась, вылейте одну половину расплава в стакан с холодной водой (быстрое охлаждение), другую — в бумажный пакет (медленное охлаждение). Полученную пластическую серу выньте из стакана с помощью пинцета и растяните в тонкую нить. Разорвите бумажный пакетик и рассмотрите строение полученных кристаллов серы.

Результаты эксперимента

Почему при нагревании расплава серы его цвет изменяется от желтого до темно-коричневого, а с повышением температуры расплава до 160° и выше вязкость жидкости увеличивается? При какой температуре и почему вязкость расплава серы вновь уменьшается? Что происходит, если такой расплав вылить в холодную воду? Какова структура пластической серы? Чем отличается ромбическая сера от моноклинной (по структуре, физическим свойствам)?

Опыт 2. Получение

малорастворимых сульфидов металлов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: сульфат цинка, сульфат меди (II), хлорид кадмия ($C = 0,1$ моль/л), сульфид натрия или аммония ($C = 4$ моль/л), соляная кислота ($C = 1$ моль/л).

Выполнение работы

В три пробирки внесите по 3–4 капли растворов солей цинка, меди (II) и кадмия. В каждый раствор добавьте 2–4 капли сульфида натрия (или аммония). Наблюдайте образование осадков. К осадкам прилейте 1 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения химических реакций образования сульфидов цинка, меди (II) и кадмия. Отметьте цвет полученных осадков. Пользуясь понятием произведения растворимости, объясните образование малорастворимых сульфидов цинка, меди (II) и кадмия. Опираясь на условия растворения осадка, оцените их растворимость в соляной кислоте. Ответ обоснуйте соответствующими расчетами.

Опыт 3. Восстановительные свойства сульфид-иона

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: перманганат калия, бихромат калия ($C = 0,1$ моль/л), насыщенный раствор сульфида натрия или аммония ($C = 1$ моль/л), серная кислота ($C = 2$ моль/л).

Выполнение работы

В одну пробирку внесите 5 капель раствора перманганата калия, а в другую — такое же количество бихромата калия, подкислите их двумя каплями серной кислотой. Внесите в каждую пробирку по каплям сульфида натрия или аммония до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения тонкодисперсной серы, образовавшейся в результате окислительно-восстановительной реакции.

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций. Учтите, что в кислой среде восстановление перманганат и бихромат-ионов протекает по схемам: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$, а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$. Какой цвет имеют эти ионы? Может ли сульфид-ион выступать в качестве окислителя, вступать в химические реакции диспропорционирования? Ответ обоснуйте.

Опыт 4. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, электрическая плитка, стакан с водой, раствор серной кислоты ($C = 2$ моль/л), кусочки цинка, железа, меди.

Выполнение работы

В три пробирки внесите 5–8 капель разбавленного раствора серной кислоты, а затем металлы: в первую — кусочек цинка, во вторую — железа, а в третью — меди. Если реакция идет медленно, слегка подогрейте содержимое пробирок на водяной бане.

Результаты эксперимента

В каком случае и почему химическая реакция не протекает? Какой ион выполняет роль окислителя? Запишите ионные и молекулярные уравнения химических реакций. С каким металлом и почему химическая реакция протекает быстрее? Ответ обоснуйте.

Тема 14. Азот

Опыт 1. Получение аммиака и его свойства (демонстрационный)

Оборудование и реактивы: железный штатив, газоотводная трубка, кристаллизатор с водой, фарфоровая ступка с пестиком, 2 шпателя, спиртовка, спички, стеклянная палочка, штатив с сухими пробирками. Растворы: соляная кислота (конц.), фенолфталеин; хлорид аммония (крист.), гидроксид (или оксид) кальция (крист.).

Выполнение работы

Разотрите в ступке смесь хлорида аммония и гидроксида кальция (примерно по 1 г). Запах какого газа обнаруживается? Перенесите смесь в сухую пробирку с газоотводной трубкой (рис. 8).

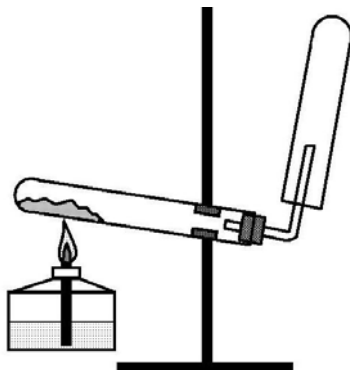


Рис. 8. Получение аммиака и его свойства

На слабом пламени спиртовки смесь нагревайте 3–5 минут. При помощи палочки, смоченной соляной кислотой, и влажной лакмусовой бумажки убедитесь, что пробирка полностью заполнена аммиаком.

Прекратите нагревание, снимите пробирку с аммиаком и, не переворачивая ее (почему?), заткните резиновой пробкой. Опустите пробирку в кристаллизатор с водой, куда предварительно добавили несколько капель фенолфталеина. Удалив пробирку, наблюдайте, как быстро пробирка заполняется водой и изменяется окраска воды с фенолфталеином.

Результаты эксперимента

Запишите уравнения химических реакций получения аммиака, хлорида аммония, взаимодействия аммиака с водой (молекулярные и ионные). Почему при взаимодействии аммиака с водой при добавлении к раствору фенолфталеина раствор становится малиновым? Укажите, в каком направлении смещается равновесие в водном растворе аммиака при добавлении к нему растворов нитрата аммония, соляной кислоты?

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: бромная вода, аммиак ($\omega = 25\%$), перманганат калия (0,1 моль/л).

Выполнение работы

В две пробирки внесите по 3–4 капли растворов бромной воды и перманганата калия. В каждую из пробирок добавьте по 3–5 капель концентрированного раствора аммиака. Как изменяется окраска растворов в каждой пробирке?

Результаты эксперимента

Запишите химические уравнения окислительно-восстановительных реакций электронно-ионным методом. Учтите, что в обоих случаях аммиак окисляется до молекулярного азота, а окислители восстанавливаются до Br^- и MnO_2 соответственно.

Опыт 3. Получение оксида азота (III) и его разложение

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: серная кислота ($C = 1$ моль/л), нитрит калия (насыщ.).

Выполнение работы

Внесите в пробирку 3–4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавьте 1 каплю раствора серной кислоты. Отметьте появление в растворе голубой окраски N_2O_3 , который является ангидридом неустойчивой азотистой кислоты. Объясните образование над раствором бурого газа.

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакций взаимодействия нитрита калия с серной кислотой, протекающего с образованием N_2O_3 , и последующего распада этого оксида на NO и NO_2 (реакция диспропорционирования).

Опыт 4. Получение оксида азота (IV) и исследование его свойств

Оборудование и реактивы: железный штатив, газоотводные трубки, кристаллизатор с водой, приемник оксида азота (IV), стакан, заполненный льдом, смешанным с хлоридом натрия (охлаждающая смесь), спиртовка, спички, штатив с сухими пробирками. Растворы: нитрат свинца (крист.), индикатор-метилоранж.

Выполнение работы

Получите оксид азота (IV) разложением нитрата свинца. Для этого соберите прибор, показанный на рис. 9.

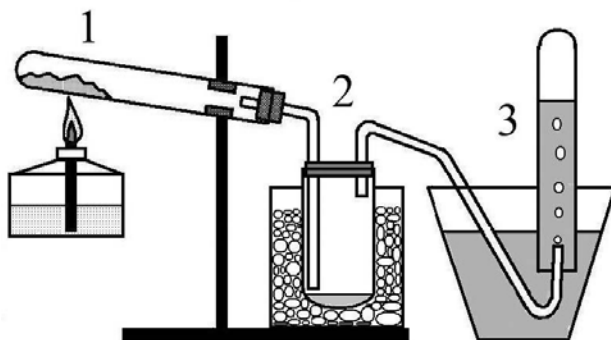


Рис. 9. Получение оксида азота (IV):

1 — пробирка с нитратом свинца (4–5 г), 2 — приемник оксида азота (IV) в стакане с охлаждающей смесью, 3 — приемник кислорода

В пробирку 1 поместите нитрат свинца и нагрейте пламенем спиртовки. Наблюдайте выделение бурого газа («лисий хвост»), который в приемнике 2 при низкой температуре превращается в бесцветную жидкость. В пробирке 3 соберите кислород, выделяющийся в химической реакции разложения нитрата свинца. При помощи тлеющей лучинки убедитесь, что это кислород. В пробирку 2 внесите кусочек льда. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите химическое уравнение разложения нитрата свинца (метод электронного баланса), укажите окислитель и восстановитель и тип окислительно-восстановительной реакции. Какое вещество осталось в пробирке 1? Укажите его цвет. Почему в пробирке 2 при охлаждении красно-бурый оксид азота (IV) превращается в бесцветную жидкость, которая окрашивается в интенсивный синий цвет при внесении льда? Какие химические реакции при этом происходят? Запишите ионные и молекулярные уравнения. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции. Объясните использование тлеющей лучинки для подтверждения наличия в пробирке кислорода.

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства нитрит-ионов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: серная кислота, перманганат калия, иодид калия, нитрит калия ($C = 0,1$ моль/л), толуол, индикатор — фенолфталеин.

Выполнение работы

В одну из пробирок внесите 2–3 капли раствора перманганата калия, в другую — 3–4 капли иодида калия и в каждую добавьте 3–5 капель раствора серной кислоты. В первую внесите несколько капель раствора нитрита калия (до обесцвечивания содержимого), во вторую — 2 капли раствора нитрита калия и 0,5 мл толуола и тщательно перемешайте. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Какие свойства проявляет нитрит калия в химических реакциях с перманганатом калия и с иодидом калия? Запишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Почему окрасился органический слой (толуол) во второй пробирке?

Тема 15. Фосфор

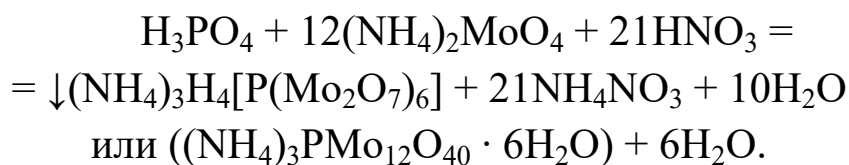
Опыт 1. Качественные реакции на фосфат-ион (PO_4^{3-})

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня. Растворы: фосфорная кислота (конц.), молибденовая жидкость (насыщенный раствор молибдата аммония, подкисленный азотной кислотой), магниезиальная смесь ($\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$), нитрат серебра, фосфат натрия, карбонат натрия ($C = 0,1$ моль/л), гидроксид аммония ($C = 1$ моль/л), индикаторная бумага.

А. Действие молибдата аммония

Выполнение работы

В пробирку внесите 5–6 капель молибденовой жидкости, прибавьте каплю фосфорной кислоты. Содержимое пробирки нагрейте на водяной бане. Выпадение желтого осадка молибденофосфата аммония свидетельствует о наличии фосфат-иона.



Б. Действие магнезиальной смеси

Выполнение работы

В пробирку внесите 5–6 капель раствора фосфата натрия и добавьте раствор магнезиальной смеси. Каков цвет и характер выпавшего осадка?

В. Действие нитрата серебра

Выполнение работы

В пробирку внесите 3–5 капель фосфорной кислоты и нейтрализуйте ее раствором карбоната натрия до слабокислой реакции (проверять индикаторной бумажкой). Затем добавьте 2 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Растворите полученный осадок в растворе аммиака, имея в виду, что этот процесс протекает по уравнению:



Результаты эксперимента

Запишите уравнения трех качественных реакций на фосфат-ион. Почему фосфат серебра растворяется в растворе аммиака? Сравните произведение растворимости фосфата серебра и константу нестойкости комплексного соединения.

Опыт 2. Получение фосфатов алюминия, бария и железа (III)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: сульфат алюминия, хлорид железа (III), ацетат натрия, гидрофосфат натрия ($C = 0,2$ моль/л), соляная кислота ($C = 2$ моль/л).

Выполнение работы

В 2 пробирки внесите по 5 капель растворов сульфата алюминия, хлорида железа (III). В каждую добавьте 2–3 капли ацета-

та натрия, 10 капль гидрофосфата кальция. Что наблюдаете? Следует иметь в виду, что в растворах солей, буферированных ацетатом натрия, образуются средние соли:



К содержимому каждой пробирки прибавьте 0,5 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения химических реакций получения фосфатов алюминия и железа (III). Отметьте цвет образующихся осадков. Используя понятие произведения растворимости (ПР), соответствующими расчетами подтвердите результаты растворения фосфатов железа (III) и алюминия в соляной кислоте.

Опыт 3. Гидролиз солей фосфора

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка. Растворы: фосфат натрия, гидрофосфат натрия, дигидрофосфат натрия ($C = 0,1$ моль/л), соляная кислота ($C = 2$ моль/л), раствор аммиака ($C = 1$ моль/л), хлорид фосфора (V) и (III) (крист.), дистиллированная вода, молибденовая жидкость. Индикаторная бумага, лакмусовая бумага.

А. Гидролиз кислых фосфатов натрия

Выполнение работы

Поместите в две пробирки по 5 капль растворов гидрофосфата натрия и дигидрофосфата натрия и определите pH растворов с помощью индикаторной бумаги.

Результаты эксперимента

Объясните, в результате каких процессов растворы фосфата натрия, гидрофосфата натрия имеют щелочную реакцию, а раствор дигидрофосфата — кислую. Напишите ионные и молекулярные уравнения соответствующих химических реакций.

Б. Гидролиз галогенидов фосфора (в вытяжном шкафу)

Выполнение работы

В пробирку поместите совсем маленькое количество хлорида фосфора (V) и добавьте 0,5 мл дистиллированной воды. Наблюдайте выделение газа. Поднесите к отверстию пробирки лакмусовую бумажку, смоченную водой, и стеклянную палочку, смоченную раствором аммиака. Что наблюдаете? Действием молибденовой жидкости убедитесь, что в растворе образовалась фосфорная кислота.

Результаты эксперимента

Запишите уравнения химической реакции гидролиза галогенидов фосфора. Объясните наблюдаемые явления.

Тема 16. Углерод и кремний

Опыт 1. Адсорбция веществ из раствора

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пипетка капельная, фильтровальная бумага, уголь активированный, уголь древесный (порошок), раствор перманганата калия ($C = 0,01$ моль/л).

Выполнение работы

В пробирку до половины ее объема налейте раствор $KMnO_4$. Внесите в раствор немного активированного угля. Плотнo закройте пробирку пробкой и энергично встряхивайте ее 2–3 минуты. Дайте раствору отстояться и пронаблюдайте его обесцвечивание.

Результаты эксперимента

Отметьте адсорбционные свойства угля.

Опыт 2. Обратимый и необратимый гидролиз солей угольной кислоты

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: фенолфталеин, хлорид железа (III), сульфат алюминия ($C = 0,1$ моль/л), соли железа (III); карбонат натрия, гидрокарбонат натрия (крист.), дистиллированная вода.

А. Гидролиз карбоната натрия, гидрокарбоната натрия

Выполнение работы

В две пробирки внесите по 5–6 капель дистиллированной воды и по 2–3 капли раствора фенолфталеина. Затем в одну пробирку внесите несколько кристаллов соли Na_2CO_3 , в другую — NaHCO_3 . Наблюдайте за изменением окраски индикатора.

Результаты эксперимента

В обеих ли пробирках происходит гидролиз при обычной температуре? Отметьте различие в окраске индикатора. Составьте уравнения реакций гидролиза взятых солей. Рассчитайте константу гидролиза и рН для соды Na_2CO_3 и для пищевой соды NaHCO_3 . Для какой соли гидролиз протекает глубже? В каком случае среда более щелочная? Почему?

Б. Взаимное усиление гидролиза карбоната натрия и хлорида железа (III), сульфата алюминия

Выполнение работы

В одну пробирку возьмите 3–4 капли раствора хлорида железа (III), в другую — такой же объем раствора сульфата алюминия. В обе пробирки добавьте по 3–5 капель раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Отметьте цвет осадков. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Получение гидрогеля и гидрозоля кремниевой кислоты

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, стеклянная палочка, спички. Растворы: насыщенный силикат натрия, хлороводородная кислота ($C = 0,1$ моль/л и конц.).

А. Действие разбавленного раствора соляной кислоты на насыщенный раствор силиката натрия

Выполнение работы

В пробирку внесите по 4–5 капель насыщенного раствора си-

ликата натрия Na_2SiO_3 и добавьте примерно такой же объем разбавленной соляной кислоты, перемешайте раствор стеклянной палочкой. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Напишите уравнения реакций и объясните результаты опыта.

Б. Действие концентрированного раствора соляной кислоты на насыщенный раствор силиката натрия

Выполнение работы

В пробирку с силикатом натрия внесите в 2 раза больший объем концентрированной соляной кислоты. Выпадает ли осадок гидрогеля H_2SiO_3 ? Полученный гидрозоль кремниевой кислоты нагреть до кипения. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Напишите уравнения реакций и объясните результаты опыта.

Опыт 4. Гидролиз солей кремниевой кислоты

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: фенолфталеин, силикат натрия, хлорид аммония ($C = 0,1$ моль/л).

А. Определение среды раствора силиката натрия

Выполнение работы

В пробирку внесите 3–5 капель раствора силиката натрия Na_2SiO_3 и 1 каплю раствора фенолфталеина. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите уравнения гидролиза силиката натрия Na_2SiO_3 в ионной и молекулярной формах.

Б. Гидролиз силиката аммония

Выполнение работы

В пробирку с раствором силиката натрия Na_2SiO_3 (3–5 капель) добавьте такой же объем раствора хлорида аммония NH_4Cl . Укажите, какое вещество выпадает в осадок.

Результаты эксперимента

Запишите уравнение гидролиза силиката аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$ в ионной и молекулярной формах. Объясните, почему гидролиз силиката аммония протекает до конца.

Опыт 5. Огнестойкость тканей, пропитанных силикатом натрия

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички. Раствор силиката натрия ($C = 0,1$ моль/л); ткань.

Выполнение работы

В пробирку с раствором силиката натрия Na_2SiO_3 опустите кусочек ткани. Через несколько минут ткань извлеките из раствора, подсушите на пламени. Затем внесите в пламя. Для сравнения внесите в пламя ткань, не пропитанную силикатом натрия.

Результаты эксперимента

Сделайте вывод о свойствах силиката натрия.

Тема 17. Олово и свинец

Опыт 1. Восстановление олова (II) из раствора

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: хлорид олова (IV) ($C = 0,1$ моль/л); олово и цинк гранулированные.

Выполнение работы

В пробирку внесите 5–6 капель раствора хлорида олова (II). Опустите в него маленький кусочек цинка. Отметьте выделение металлического олова на поверхности цинка.

Результаты эксперимента

Запишите уравнение реакции в ионном виде. Докажите возможность ее протекания (ΔG , ЭДС).

Опыт 2. Гидроксид олова (II) и его свойства

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: хлорид олова (II) ($C = 0,1$ моль/л), соляная кислота, гидроксид натрия ($C = 2$ моль/л).

Выполнение работы

В две пробирки внесите по 2–4 капли раствора хлорида олова (II). В каждую пробирку добавьте по 2–5 капель раствора гидроксида натрия до образования осадка, не давая избытка. К полученному гидроксиду олова добавьте: в первую пробирку — 3–5 капель раствора соляной кислоты, во вторую — столько же раствора щелочи. Осторожно встряхивайте пробирки. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Отметьте наблюдаемые явления и сделайте вывод о свойствах гидроксида олова (II). Запишите уравнение реакций получения гидроксида и его взаимодействия с кислотой и щелочью, учитывая, что в щелочном растворе образуется комплексный ион $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ тетрагидроксоостанната (II). Какие ионы олова находятся преимущественно в растворе при $\text{pH} < 7$? При $\text{pH} > 7$?

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений олова (II)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: хлорид олова (II), соляная кислота, дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, раствор хлорида железа (III), гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($C = 0,1$ моль/л).

А. Восстановление дихромата калия

Выполнение работы

К раствору хлорида олова (II) добавьте 1–3 капли соляной кислоты. К подкисленному раствору по каплям прибавьте дихромат калия (2–3 капли). Наблюдайте появление зеленой окраски вследствие восстановления иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в ион Cr^{3+} .

Результаты эксперимента

Запишите уравнения протекающей окислительно-восстановительной реакции, определите возможность протекания реакции (ЭДС).

Б. Восстановление хлорида железа (III)

Выполнение работы

В две пробирки внесите по 1–2 капли раствора хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (реактив на ион Fe^{2+}). В обе пробирки добавьте воды. Отметьте окраску полученных растворов. Одну пробирку сохраните для сравнения, в другую добавьте 2–3 капли раствора хлорида олова (II) и наблюдайте в ней появление синей окраски вследствие образования $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Почему нет синей окраски в первой пробирке?

Результаты эксперимента

Запишите уравнения протекающих реакций, для окислительно-восстановительной реакции определите возможность ее протекания (ЭДС).

Опыт 4. Восстановление свинца из раствора

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: нитрат свинца ($C = 1$ моль/л); цинк гранулированный.

Выполнение работы

В пробирку поместите кусочек цинка и добавьте 5–6 капель раствора нитрата свинца. Наблюдайте выделение металлического свинца в виде блестящих кристаллов.

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакции в ионном виде. Какими металлами можно заменить в этом опыте цинк?

Опыт 5. Получение солей свинца (II)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка. Растворы: соляная кислота, серная кислота, азотная кислота ($C = 2$ моль/л), иодид калия ($C = 1$ моль/л); свинец металлический.

Выполнение работы

В три пробирки поместите по маленькому кусочку свинца и прилейте по 5–8 капель растворов кислот: в первую — соляной, во вторую — серной, в третью — азотной. Нагрейте пробирки на маленьком пламени спиртовки. Во всех ли пробирках протекает реакция?

По охлаждении растворов в каждую пробирку внесите по 2–3 капли раствора иодида калия. В каком случае выпал осадок иодида свинца?

Результаты эксперимента

На основании опыта сделайте вывод, в какой из взятых кислот свинец практически растворяется. Объясните причину различного отношения свинца к указанным кислотам.

Запишите уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии свинца с разбавленной азотной кислотой выделяется преимущественно NO.

Опыт 6. Определение степени окисления свинца в Pb_3O_4

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, микрошпатель, пипетка, спиртовка. Растворы: азотная кислота ($C = 2$ моль/л), сульфат натрия ($C = 1$ моль/л); сурик Pb_3O_4 (крист.).

Выполнение работы

В пробирку внесите 1 микрошпатель порошка Pb_3O_4 , добавьте 5–6 капель раствора азотной кислоты и нагрейте на маленьком пламени спиртовки. Отметьте изменение цвета осадка. Какое это вещество? Напишите его формулу. Какова степень окисления свинца в этом соединении?

Дайте раствору отстояться, после чего несколько капель раствора перенесите пипеткой в чистую пробирку. Подействуйте на него раствором сульфата натрия. На наличие какого иона указывает образование белого осадка? Какое это вещество?

Результаты эксперимента

Запишите реакции взаимодействия Pb_3O_4 с азотной кислотой и полученного в растворе соединения свинца с сульфатом натрия.

Выразите формулу Pb_3O_4 в виде двух оксидов свинца с соответствующими степенями окисления.

Тема 18. Бор и алюминий

Опыт 1. Получение бора

Оборудование и реактивы: фарфоровая чашка, шпатель, лучина, спички. Тетраборат натрия (бура), магний металлический.

Выполнение работы

В свободном состоянии бор можно получить методом металлотермии (восстановление магнием или натрием). В фарфоровую чашку горкой насыпьте кристаллический тетраборат натрия, засыпьте сверху порошком металлического магния. Не перемешивая подожгите смесь с помощью тлеющей лучины. Наблюдайте образование коричневого налета бора на дне чашки.

Результаты эксперимента

Запишите уравнение реакции. На чем основан способ получения бора?

Опыт 2. Получение борной кислоты и изучение ее свойств

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички. Раствор силиката натрия ($C = 0,1$ моль/л); ткань.

Выполнение работы

В пробирку с 5–6 каплями горячего насыщенного раствора буры внесите 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Отметьте быстрое выпадение кристаллов борной кислоты. Дайте осадку отстояться и слейте надосадочную жидкость.

Прокалите в пламени спиртовки стеклянную палочку, отметьте цвет пламени. Опустите прокаленную палочку в порошок борной кислоты и вновь внесите в пламя (у края внешнего конуса). Какую окраску пламени дает борная кислота?

В пробирке растворите несколько кристалликов борной кислоты. Опустите в пробирку полоску универсальной индикаторной бумаги. Зафиксируйте значение pH раствора по эталонной шкале.

Результаты эксперимента

Запишите уравнение реакции получения борной кислоты. Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Запишите формулу этой кислоты.

Опыт 3. Взаимодействие алюминия с кислотами

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня, наждачная бумага. Растворы: разбавленные гидроксид натрия, хлороводородная кислота, серная кислота, азотная кислота ($C = 2$ моль/л); концентрированные кислоты, лакмус (нейтральный), алюминий (порошок, фольга или проволока).

А. Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами

Выполнение работы

В три пробирки внесите по 5–8 капель растворов кислот хлороводородной, серной, азотной концентрацией 2 моль/л. В каждую пробирку опустите по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоду? Нагрейте пробирки на водяной бане. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и хлороводородной?

Б. Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами

Выполнение работы

Проделайте опыт, аналогичный опыту 3а, замените разбавленные кислоты концентрированными: хлороводородной (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$), серной (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$), азотной (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$). Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагрейте пробирки на водяной бане. Как на взаимодействие влияет нагревание? Отметьте наблюдаемые явления.

Результаты эксперимента

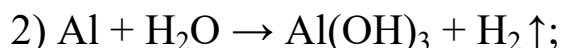
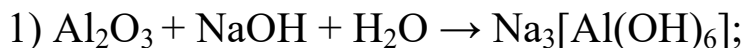
Запишите уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная кислота — до сернистого газа на холоду и частично — до свободной серы при нагревании. Влияет ли изменение концентрации хлороводородной кислоты на характер ее взаимодействия с алюминием? Укажите признаки протекания реакций. Ответьте на вопросы.

Опыт 4. Растворение алюминия в водном растворе щелочи

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня, наждачная бумага. Растворы: гидроксид натрия ($C = 2$ моль/л); алюминий (порошок, фольга или проволока.).

Выполнение работы

Внесите в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавьте 3–4 капли воды. Нагрейте пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавьте в пробирку 5–6 капель раствора едкого натра концентрацией 2 моль/л. Отметьте интенсивное выделение водорода. Реакция протекает по схеме:



Результаты эксперимента

Подберите коэффициенты к предполагаемым схемам. Объясните возможность протекания данных реакций.

Опыт 5. Получение гидроксида алюминия и его отношение к кислотам и щелочам

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: сульфат алюминия, гидроксид натрия ($C = 1$ моль/л), хлороводородная кислота HCl ($C = 2$ моль/л и конц. плотностью $1,19 \text{ г/см}^3$).

Выполнение работы

В пробирку поместите 2 капли раствора соли алюминия и 2 капли раствора щелочи. Выпавший осадок разделите на две части и изучите его отношение к кислоте и щелочи. Что происходит при добавлении к осадку кислоты и щелочи?

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакции. Какими свойствами обладает $\text{Al}(\text{OH})_3$? Объясните взаимодействие $\text{Al}(\text{OH})_3$ с кислотой и щелочью.

Тема 19. Магний и бериллий

Опыт 1. Взаимодействие магния с водой

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель, наждачная бумага, магний (лента), раствор фенолфталеина, дистиллированная вода.

Выполнение работы

Возьмите кусочек (1–2 см) магниевой ленты, очистите ее поверхность наждачной бумагой от налета оксида. В пробирку внесите 6–7 капель дистиллированной воды и опустите в нее очищенный магний. Отметьте отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагрейте пробирку небольшим пламенем горелки. Что наблюдаете? Прибавьте к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. На образование каких ионов в растворе указывает появление окраски фенолфталеина?

Результаты эксперимента

Опишите наблюдаемые явления. Ответьте на вопросы. Запишите уравнение реакции взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 2. Взаимодействие магния с кислотами

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: фенолфталеин, хлороводородная и азотная кислоты ($C = 2$ моль/л); магний (лента).

Выполнение работы

В две пробирки опустите по небольшому кусочку магниевой ленты. В одну пробирку добавьте несколько капель раствора хлороводородной кислоты, в другую — такое же количество раствора азотной кислоты. Что происходит с магнием? Какой газ выделяется?

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакций взаимодействия магния:
а) с хлороводородной кислотой, б) с азотной кислотой.

Опыт 3. Получение оксида магния и взаимодействие его с водой

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, тигель, стеклянная палочка, стеклянная трубка, спиртовка, спички, пинцет, пробирка. Растворы: фенолфталеин, хлороводородная кислота, азотная кислота ($C = 2$ моль/л); магний (лента); дистиллированная вода.

Выполнение работы

Возьмите пинцетом 2–3 см магниевой ленты и подожгите ее в пламени горелки. Как только магний загорится, выньте его из пламени и держите над тиглем. Образовавшийся оксид магния сбросьте в тигель, прибавьте туда же несколько капель дистиллированной воды, размешайте все стеклянной палочкой и перелейте содержимое тигля в пробирку, добавьте 1 каплю фенолфталеина. Почему жидкость мутная?

Результаты эксперимента

Докажите образование в растворе $Mg(OH)_2$. Запишите уравнения реакций: образования оксида магния при его горении и взаимодействии оксида магния с водой.

Опыт 4. Гидролиз солей бериллия

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: хлорид бериллия, хлорида магния, карбонат натрия ($C = 0,5$ моль/л), хлорид аммония ($C = 2$ моль/л), лакмус.

Выполнение работы

В пробирку к 5–6 каплям нейтрального раствора лакмуса прибавьте такой же объем раствора хлорида бериллия. Как изменилась окраска лакмуса? Почему?

Результаты эксперимента

Запишите уравнение реакции гидролиза хлорида бериллия, объясните изменение окраски лакмуса.

Опыт 5. Растворение цинка в кислотах и щелочах

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, микрошпатель. Растворы: разбавленные серная кислота, хлороводородная кислота, гидроксид натрия ($C = 1$ моль /л); концентрированная серная кислота, цинк (пыль или гранулированный).

Выполнение работы

Налейте в пробирку 4–5 капель раствора серной кислоты, добавьте 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогрейте. То же сделайте с концентрированной серной кислотой (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$) и по запаху определите выделение сернистого газа.

Таким же образом проверьте растворимость цинка в растворе хлороводородной кислоты и в растворе щелочи.

Результаты эксперимента

Опишите наблюдаемые процессы. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагирует с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и другом случае? Составьте уравнения реакций.

Переходные d-элементы

Тема 20. Цинк и кадмий

Опыт 1. Восстановительные свойства цинка

Оборудование и реактивы: фарфоровый тигель, шпатель, спиртовка, спички, железный штатив. Растворы: гидроксид натрия ($C = 2$ моль/л), нитрат калия ($C = 0,5$ моль/л); цинк (пыль или гранулированный), красная лакмусовая бумага, дистиллированная вода.

Выполнение работы

В фарфоровый тигель поместите немного цинковой пыли, прибавьте 4 капли раствора нитрата калия и 4–5 капель концентрированного раствора щелочи. Осторожно нагрейте (на асбестированной сетке), доведите содержимое тигля почти до кипения. Наблюдайте выделение аммиака по запаху и по посинению в нем красной лакмусовой бумажки, смоченной водой. Какая соль цинка должна получиться в данных условиях?

Результаты эксперимента

Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Обратите внимание на высокую восстановительную способность цинка. Выпишите соответствующие окислительно-восстановительные потенциалы.

Опыт 2. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: серная кислота, гидроксид натрия ($C = 2$ моль/л), сульфат кадмия, сульфат цинка ($C = 0,1$ моль/л).

Выполнение работы

Налейте в две пробирки по 3–4 капли раствора соли цинка, в две другие — столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавьте по каплям раствор едкой щелочи до появления белых студенистых осадков гидроксидов. Испытайте отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Объясните различие в свойствах гидроксидов.

Опыт 3. Сульфиды цинка и кадмия и их свойства

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: серная кислота, гидроксид натрия, уксусная кислота ($C = 1$ моль/л), соляная кислота ($C = 2$ моль/л) сульфид натрия, сульфат кадмия, сульфат цинка ($C = 0,5$ моль/л).

Выполнение работы

Реакции ионов цинка и кадмия с сульфид-ионом являются качественными и используются в химическом анализе для обнаружения Zn^{2+} и Cd^{2+} в растворах. В две пробирки внесите по 3–4 капли раствора соли цинка, в две другие — столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора сульфида натрия. Зафиксируйте цвет осадков. Испытайте отношение полученных осадков к кислотам и щелочам. Проверьте растворимость сульфида цинка в уксусной кислоте, а сульфида кадмия — в соляной. Что наблюдаете?

Результаты эксперимента

Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Объясните различие в свойствах гидроксидов.

Тема 21. Хром и марганец

Опыт 1. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня. Растворы: гидроксид натрия, сульфат марганца, серная кислота, нитрат серебра, персульфат аммония ($C = 0,1$ моль/л), бромная вода.

А. Взаимодействие сульфата марганца с бромной водой

Выполнение работы

Внесите в пробирку 2 капли раствора сульфата марганца (II) и 3 капли раствора гидроксида натрия и разделите содержимое на 2 пробирки. В первую пробирку к полученному осадку добавьте 5–6 капель бромной воды. Отметьте изменение цвета осадка в результате образования MnO_2 (через промежуточное образование марганцоватистой кислоты H_2MnO_3). Другую пробирку оставьте в штативе и наблюдайте постепенное изменение цвета осадка под действием кислорода воздуха.

Результаты эксперимента

Запишите уравнение реакции получения гидроксида марганца (II) и его взаимодействие с бромом и кислородом. Сильно ли выражены восстановительные свойства гидроксида марганца (II)? Может ли он быть окислителем в окислительно-восстановительных реакциях?

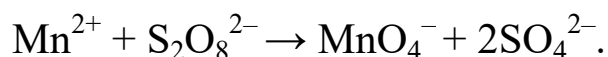
Б. Взаимодействие сульфата марганца с персульфатом аммония

Выполнение работы

В пробирку внесите 2–3 капли раствора сульфата марганца (II), 5–6 капель раствора персульфата аммония и одну каплю серной кислоты. В качестве катализатора добавьте 2 капли раствора нитрата серебра. Содержимое погрейте на водяной бане. Наблюдайте изменение цвета раствора.

Результаты эксперимента

Напишите уравнение химической реакции, учитывая, что она протекает по схеме:



Опыт 2. Окислительные свойства перманганат-иона

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: гидроксид натрия, серная кислота, сульфат марганца, перманганат калия, соль Мора ($C = 0,1$ моль/л), этиловый спирт.

Выполнение работы

В три пробирки внесите по 3–4 капли раствора перманганата калия. В одну добавьте 2 капли серной кислоты, в другую — столько же воды, в третью — 3–4 капли раствора гидроксида натрия. Затем в первую пробирку добавьте соль Мора $((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$ до обесцвечивания раствора. Во вторую — 3–4 капли раствора сульфата марганца (II). Что наблюдаете? В третью добавьте 3 капли этилового спирта. Наблюдайте постепенное восстановление перманганат-иона сначала до манганат-иона, а затем до оксида марганца (IV).

Результаты эксперимента

Запишите ионные и молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций. Учесть, что в кислой, нейтральной и щелочной среде окислительно-восстановительная реакция протекает в соответствии со схемой:

pH < 7	$\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$
pH = 7	$\text{MnO}_4^- + \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2$
pH > 7	$\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $12\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 12\text{KOH} = 12\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{CO}_2 + 9\text{H}_2\text{O}.$

Опыт 3. Окислительные свойства катиона хрома (III)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, металлический цинк. Растворы: серная кислота (конц.), сульфат хрома (III) ($C = 0,1$ моль/л), толуол; металлический цинк.

Выполнение работы

Налейте в пробирку 5–6 капель раствора сульфата хрома (III), добавьте такой же объем концентрированной серной кислоты и несколько крупинок металлического цинка. Одновременно внесите в пробирку 0,5 мл толуола в качестве защитного слоя от доступа кислорода к реагентам из воздуха. Наблюдайте изменение окраски раствора.

Результаты эксперимента

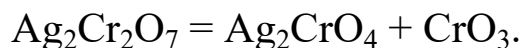
Запишите уравнение протекающей окислительно-восстановительной реакции. Какое вещество в данной химической реакции является восстановителем? Оцените окислительную активность солей хрома (III).

Опыт 4. Получение малорастворимых хроматов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: гидроксид натрия, азотная кислота, нитрат серебра, бихромат калия ($C = 0,1$ моль/л).

Выполнение работы

В 2 пробирки налейте по 3–4 капли раствора бихромата калия, в одну из них внесите 5 капель раствора гидроксида калия. Что наблюдаете? Затем в каждую из пробирок внесите 2–3 капли раствора нитрата серебра. В первой пробирке (с хроматом калия) сразу образуется огненно-красный осадок хромата серебра. Во второй, с бихроматом калия, сначала образуется красно-бурый осадок бихромата серебра. Однако он неустойчив и разлагается:



В обе пробирки прилейте несколько капель азотной кислоты и наблюдайте процесс растворения осадков. Объясните этот процесс, пользуясь понятием произведения растворимости.

Результаты эксперимента

Напишите уравнение реакции перехода бихромат-иона в хромат-ион в щелочной среде, химические реакции образования труднорастворимых осадков хромата и бихромата серебра. Используя значения произведения растворимости этих веществ, сопоставьте их растворимость.

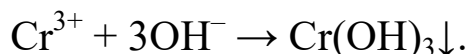
Процесс растворения осадков в азотной кислоте проиллюстрируйте соответствующими расчетами.

Опыт 5. Цветные превращения хрома

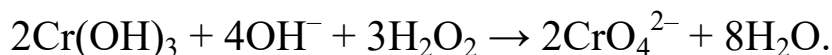
Оборудование и реактивы: штатив с пробирками. Растворы: хлорид хрома ($C = 0,1$ моль/л), гидроксид натрия, серная кислота ($C = 1$ моль/л), пероксид водорода ($\omega = 10\%$).

Выполнение работы

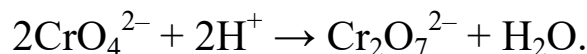
В пробирку внесите 2–3 мл раствора CrCl_3 (раствор зеленого цвета) и 1–2 мл раствора NaOH . Наблюдайте выпадение серо-зеленого осадка гидроксида хрома (III):



Добавьте к раствору одну каплю пероксида водорода, нагрейте содержимое пробирки на спиртовке. Отметьте растворение осадка и образование хромат-иона CrO_4^{2-} лимонно-желтого цвета:



После того как пероксид водорода израсходуется (кислород перестанет выделяться), добавьте в пробирку 1–2 мл серной кислоты. Зафиксируйте переход желтого хромат-иона в оранжевый дихромат-ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$:



Немного охладите раствор и добавьте одну каплю пероксида водорода. Наблюдайте образование темно-синей надхромовой кислоты H_3CrO_8 :



и ее быстрое разложение с образованием ионов Cr^{3+} :



Результаты эксперимента

Запишите уравнения проведенных реакции. Отметьте изменения окраски, происходившие в пробирке. Какие вещества (ионы) обеспечивали окраску?

Список рекомендуемой литературы

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — М. : Юрайт, 2014. — 900 с.
2. Индивидуальные контрольные задания по общей и неорганической химии : практикум / сост. : Т. Н. Орлова, И. В. Волкова. — Ярославль : ЯрГУ, 2015. — 64 с.
3. Волкова, И. В. Общая и неорганическая химия : метод. указания для самостоятельной работы студентов / И. В. Волкова, Т. Н. Орлова. — Ярославль : ЯрГУ, 2011. — 76 с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник для вузов / Н. В. Коровин. — М. : Высшая школа, 2009. — 557 с.
5. Будяк, Е. В. Общая химия : учебно-метод. пособие / Е. В. Будяк. — СПб. : Лань, 2011. — 382 с.
6. Практикум по неорганической химии : учеб. пособие для вузов / под ред. Ю. Д. Третьякова. — М. : Академия, 2004. — 384 с.
7. Общая химия : учебник для вузов / Г. П. Жмурко, Е. Ф. Казакова, В. Н. Кузнецов, А. В. Яценко ; под ред. С. Ф. Дунаева. — М. : Академия, 2012. — 505 с.
8. Батаева, Е. В. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Е. В. Батаева, А. А. Буданова ; под ред. С. Ф. Дунаева. — М. : Академия, 2012. — 156 с.
9. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов : учебник для вузов / под ред. Ю. А. Ершова. — М. : Высшая школа, 2003. — 560 с.
10. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. — М. : Высшая школа, 2003. — 743 с.

**Давление насыщенного водяного пара в мм рт. ст.
при разных температурах, °С**

Темпера- тура	Давление	Темпера- тура	Давле- ние	Темпера- тура	Давление
10	9,21	17	14,53	24	22,38
11	9,84	18	15,48	25	23,76
12	10,52	19	16,48	26	25,21
13	11,23	20	17,54	27	26,74
14	11,99	21	18,65	28	28,35
15	12,79	22	19,83	29	30,04
16	13,63	23	21,07	30	31,82

Константы диссоциации некоторых кислот и оснований

Кислота		Формула	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
Сернистая	K_1	H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$	1,76
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сероводородная	K_1	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
	K_2		$1,3 \cdot 10^{-13}$	12,89
Угольная	K_1	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Уксусная		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Щавелевая	K_1	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	1,25
	K_2		$5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27
Основание		Формула	K_b	$pK_b = -\lg K_b$
Алюминия гидроксид	K_3	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммиака раствор		$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Железа (II) гидроксид	K_2	$Fe(OH)_2$	$2,8 \cdot 10^{-6}$	5,55
Железа (III) гидроксид	K_3	$Fe(OH)_3$	$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Кальция гидроксид	K_2	$Ca(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Магния гидроксид	K_2	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Меди (II) гидроксид	K_2	$Cu(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	6,00
Свинца (II) гидроксид	K_2	$Pb(OH)_2$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Хрома (III) гидроксид	K_3	$Cr(OH)_3$	$7,9 \cdot 10^{-11}$	10,10
Цинка гидроксид	K_2	$Zn(OH)_2$	$4,9 \cdot 10^{-7}$	6,31

**Произведения растворимости
некоторых труднорастворимых веществ**

Формула соедине- ния	ПР	рПР = = -lgПР	Формула соединения	ПР	рПР = = -lgПР
Гидроксиды			Карбонаты		
Al(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-32}$	32,00	BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	8,29
Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	5,26	CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	8,32
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	30,20	CdCO ₃	$5,2 \cdot 10^{-12}$	11,30
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	19,66	FeCO ₃	$3,47 \cdot 10^{-11}$	10,46
Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$	15,00	Li ₂ CO ₃	$3,98 \cdot 10^{-3}$	2,40
Fe(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-38}$	37,50	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$	4,67
Mg(OH) ₂	$1,8 \cdot 10^{-11}$	10,74	PbCO ₃	$7,49 \cdot 10^{-14}$	13,13
Pb(OH) ₂	$1,1 \cdot 10^{-20}$	19,96	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,96
Zn(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-18}$	17,15	ZnCO ₃	$1,45 \cdot 10^{-11}$	10,84
Галогениды			Оксалаты		
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	9,75	BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	6,96
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$	4,79	CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	8,64
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	12,28	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$	4,10
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	16,08	PbC ₂ O ₄	$4,8 \cdot 10^{-10}$	9,32
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	10,40	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$	7,25
Сульфаты			Хроматы		
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,97	BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	9,93
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-6}$	5,04	CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	3,15
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	7,80	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$	13,75
SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,49	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$	4,44
Сульфиты			Фосфаты		
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	6,10	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	28,70
CaSO ₃	$1,3 \cdot 10^{-8}$	7,89	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,00
Сульфиды			Другие соли		
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	26,10	AgBrO ₃	$5,5 \cdot 10^{-5}$	4,26
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	35,20	AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	15,84
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	17,30	AgCNS	$1,1 \cdot 10^{-12}$	11,97
MnS (те- лесный)	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60	Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	10,00
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	26,60	Ba ₂ P ₂ O ₇	$3,0 \cdot 10^{-11}$	10,50
ZnS (сфа- лерит)	$1,6 \cdot 10^{-24}$	23,80	MgNH ₄ PO ₄	$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60

Оглавление

Общая химия	3
Тема 1. Основные понятия и законы химии	3
Тема 2. Скорость химических реакций	6
Тема 3. Химическое равновесие.....	10
Тема 4. Энергетика химических реакций.....	12
Тема 5. Химическое равновесие в растворах электролитов. Электролитическая диссоциация	14
Тема 6. Приготовление раствора заданной концентрации.....	17
Тема 7. Гидролиз солей	20
Тема 8. Произведение растворимости	23
Тема 9. Комплексные соединения.....	25
Тема 10. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) .	27
Тема 11. Электрохимические процессы	29
Неорганическая Химия. Элементы главных подгрупп.....	34
Тема 12. Галогены.....	34
Тема 13. Халькогены. Сера и ее соединения	36
Тема 14. Азот	38
Тема 15. Фосфор.....	42
Тема 16. Углерод и кремний.....	45
Тема 17. Олово и свинец	48
Тема 18. Бор и алюминий.....	52
Тема 19. Магний и бериллий	55
Переходные d-элементы	58
Тема 20. Цинк и кадмий	58
Тема 21. Хром и марганец.....	59
Список рекомендуемой литературы	64
Приложение	65

Учебное издание

Орлова Татьяна Николаевна
Леднев Сергей Николаевич

Общая и неорганическая химия

Учебно-методическое пособие

Редактор, корректор М. Э. Левакова
Верстка М. Э. Леваковой

Подписано в печать 28.02.2019. Формат 60×84 1/16.

Усл. печ. л. 3,95. Уч.-изд. л. 2,5.

Тираж 2 экз. Заказ

Оригинал-макет подготовлен
в редакционно-издательском отделе ЯрГУ.

Ярославский государственный университет
им. П. Г. Демидова.
150003, Ярославль, ул. Советская, 14.