

Федеральное агентство по образованию
Федеральное государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
Новгородский государственный университет им. Ярослава Мудрого

Факультет естественных наук и природных ресурсов
Кафедра химии и экологии

Цинк, кадмий, ртуть

Методическое руководство к лабораторной работе

Великий Новгород
2006

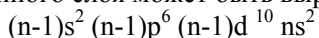
**Методическое руководство к лабораторной работе:
«Цинк, кадмий, ртуть»**

Составители: к.х.н., доцент В.П. Кузьмичева.

Великий Новгород, 2006 г., 9 с.

Теоретическая часть

Цинк, кадмий и ртуть – являясь последними d - элементами каждый в своем периоде – полные электронные аналоги. Их конфигурация внешнего и предвнешнего электронного слоя может быть выражена формулой:

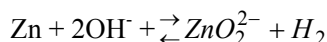


За счет электронов внешнего слоя Zn, Cd и Hg проявляют в соединениях степени окисления +2. Для ртути известны соединения со степенью окисления +1. В радикале Hg_2^{2+} атомы связаны между собой ковалентной связью: Cl-Hg-Hg-Cl.

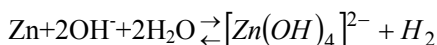
Цинк, кадмий и ртуть – металлы, образующие подгруппу цинка. Активность их понижается от Zn к Hg. Значения их стандартных электродных потенциалов: $\varphi^0 Zn^{2+} / Zn = -0,673$ В, $\varphi^0 Cd^{2+} / Cd = -0,402$ В, $\varphi^0 Hg_2^{2+} / Hg = +0,854$ В.

Цинк – амфотерен: легко растворяется в кислотах, а при нагревании – в щелочах с образованием цинкат-иона:

при сплавлении

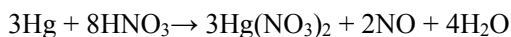


в водном растворе

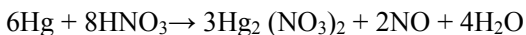


Кадмий в щелочах не растворяется, а в кислотах - менее энергично, чем цинк. Ртуть взаимодействует только с кислотами, которые являются сильными окислителями за счет своих анионов:

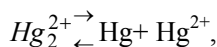
а) при избытке азотной кислоты:



б) при избытке металла образуется соль ртути (I):

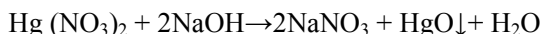


В растворах солей ртути (I) существует равновесие:

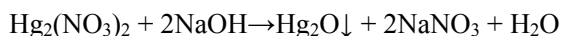


которое в присутствии металлической ртути сильно смещается в сторону образования иона Hg_2^{2+} .

Гидроксиды цинка и кадмия в воде нерастворимы и осаждаются из растворов солей при действии щелочей. Гидроксид Hg (II) неизвестен, так как уже при получении разлагается на HgO желтого цвета и воду:



При действии щелочи на раствор соли ртути (I) выпадает чёрный осадок оксида ртути (I):



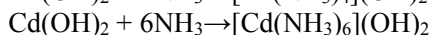
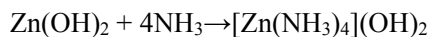
Гидроксид цинка амфотерен и растворяется, как в кислотах, так и в щелочах.





Гидроксид кадмия кислотные свойства проявляет очень слабо. Взаимодействие гидроксида кадмия со щелочью протекает только при длительном кипячении Cd(OH)_2 с концентрированным раствором щелочи.

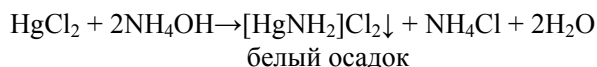
Гидроксиды цинка и кадмия растворяются в концентрированных растворах аммиака вследствие образования комплексных аммиакатов



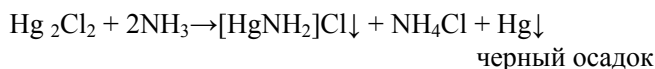
Для иона Hg^{2+} образование аммиакатов не характерно.

Аммиакаты ртути (II) образуются только при большем избытке аммиака и в присутствии солей аммония, при отсутствии этих условий аммиакаты разрушаются до образования амидных производных.

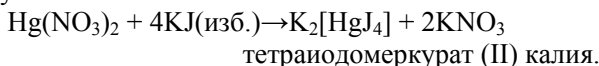
Для Hg (II):



Для Hg (I)

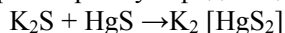


Для подгруппы цинка вообще характерны реакции комплексообразования. Комплексообразование с соответствующими солями других металлов не характерно только для фторидов этих элементов, а для хлоридов, бромидов, иодидов, цианидов и роданидов оно очень характерно и возрастает для кадмия и ртути по ряду: Cl^- , Br^- , I^- , а для цинка по обратному ряду

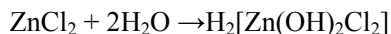


Щелочной раствор этой комплексной соли называется реактивом Несслера и применяется для определения аммиака и солей аммония.

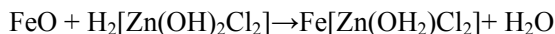
Реакция комплексообразования с участием сульфидов характерна для HgS , который растворяется в крепких растворах сульфидов щелочных металлов.



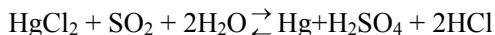
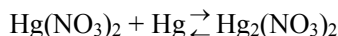
Соли цинка, кадмия и ртути гидролизуются. В концентрированных растворах хлорида цинка в результате гидролиза образуется дихлордигидроксицинкат водорода, проявляющий кислотную функцию:



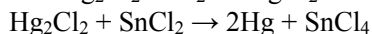
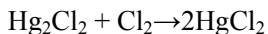
На этом основано применение хлорида цинка при пайке для снятия оксидной плёнки за счёт реакции



Для производных ртути (II) характерны окислительные свойства:



Соединения Hg^{2+} в зависимости от условий проявляют восстановительные и окислительные свойства:



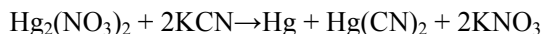
Сульфиды цинка, кадмия и ртути (II) нерастворимы в воде. Различна и растворимость этих солей в кислотах:

ZnS не растворяется в уксусной кислоте, растворим в разбавленной HCl.

CdS- растворим только в концентрированной HCl,

HgS – растворим только в кипящей концентрированной H₂SO₄.

Соединения Hg₂²⁺ склонны к диспропорционированию с выделением свободной ртути и образованием соединений ртути (II):



Более устойчивы Hg₂Cl₂ и Hg₂SO₄, но и они распадаются при нагревании и интенсивном освещении.

Экспериментальная часть

Цель работы – ознакомление со свойствами цинка, кадмия, ртути и их соединений

Приборы и посуда:

1. Пробирки – 6 шт.
2. Штатив для пробирок.
3. Аппарат Кипа для получения – H₂S.
4. Спиртовка.
5. Микрощпатель.
6. Фильтровальная бумага.

Реактивы:

- | | |
|---|--|
| 1. Соляная кислота | (HCl) – (к), 2н. |
| 2. Серная кислота | (H ₂ SO ₄) – (к), 2н, 1:5. |
| 3. Азотная кислота | (HNO ₃) - (к), 2н, 25%. |
| 4. Едкий натр | (NaOH) – (к), 2н. |
| 5. Аммиак | (NH ₄ OH) – 2н, 25%. |
| 6. Хлорид аммония | (NH ₄ Cl) – насыщ., 2н. |
| 7. Хлорид олова | (SnCl ₂) – 0,5н. |
| 8. Хлорид цинка | (ZnCl ₂) – насыщ., 0,5н. |
| 9. Сульфат кадмия | (CdSO ₄) – 40%, 2н, 0,5н. |
| 10. Сульфид натрия | (Na ₂ S) – 0,5н. |
| 11. Карбонат натрия | (Na ₂ CO ₃) – 2н. |
| 12. Сулема | (HgCl ₂) – 0,5н. |
| 13. Нитрат ртути (II) | (Hg(NO ₃) ₂ крист., 0,1н. |
| 14. Нитрат ртути (I) | (Hg ₂ (NO ₃) ₂ крист., 0,1н. |
| 15. Иодид калия | (KJ) – 0,1н, 0,5н. |
| 16. Реактив Несслера | K ₂ [HgJ ₄]+KOH – 1н. |
| 17. Свинцовооцетатная бумага. | |
| 18. Лакмусовая бумажка синяя и красная. | |
| 19. Цинк-горанулированный, порошок. | |
| 20. Медь-фольга, проволока. | |
| 21. Кадмий. | |
| 22. Ртуть. | |

Правила техники безопасности

Металлическая ртуть и все её соединения являются сильными ядами. Пары ртути даже при содержании 1×10^{-5} мг/л вызывают тяжелое хроническое отравление. Поэтому при работе с ртутью и её соединениями следует соблюдать большую осторожность.

Строго соблюдать следующие правила:

1. Все приборы и посуду, которые содержат ртуть, следует всегда ставить на поднос, предназначенный для работы с ртутью.
2. Опыты с ртутью необходимо проводить только в вытяжном шкафу на таком же подносе.
3. Все остатки ртути и растворов её солей сливать в специальную склянку для утилизации.
4. Капли случайно разлитой ртути необходимо сразу же собрать амальгамированной металлической пластинкой. Собранную ртуть перенести в специальную посуду для загрязненной ртути, установленную на подносе, и залить водой.
5. После работы с ртутью необходимо тщательно вымыть руки.

Ход работы

Опыт № 1 Получение кадмия и ртути

а) Налить в пробирку 1-2 мл 40% раствора сульфата кадмия, опустить в раствор кусочек металлического цинка. Что наблюдается?

б) Поместить в пробирку кусочек медной фольги и добавить 1-2 мл раствора нитрата ртути (II). Что наблюдается? Такой же опыт провести с кусочком цинка. Амальгамированный цинк сохранить. Составить уравнения всех происходящих реакций.

Опыт № 2 Отношение цинка, кадмия и ртути к кислотам

а) В пробирку с раствором серной кислоты (1:5) поместить кусочек амальгамированного цинка полученного в опыте № 1 и кусочек неамальгамированного. Сравнить отношение к кислоте того и другого кусочка цинка.

Прикоснуться к амальгамированному цинку в кислоте медной проволокой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

б) Поместить в пробирку кусочек цинка и прилить концентрированной серной кислоты, нагреть. Испытать выделяющийся газ свинцовоацетатной бумажкой. Что наблюдается? Написать уравнения реакции. Аналогичный опыт провести с металлическим кадмием.

в) К металлическому кадмию добавить 2 мл 25% раствора азотной кислоты. Написать уравнение реакции.

г) Прилить к 1-2 каплям металлической ртути 2 мл 25% раствора азотной кислоты и слегка нагреть. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Опыт № 3 Отношение цинка к щелочам

а) Поместить в пробирку немного цинкового порошка и добавить концентрированный раствор щелочи. Осторожно нагреть. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярном и в ионном виде.

б) Поместить в две пробирки немножко порошка цинка. В одну прилить 25% раствор аммиака, в другую насыщенный раствор хлорида аммония. Слегка нагреть. Составить уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт № 4 Получение и свойства гидроксидов цинка, кадмия и ртути

а) В четыре пробирки прилить по 3-4 капли раствора соли цинка. К каждой последовательно добавить: растворы серной кислоты, едкого натра, аммиака и хлорида аммония. Что наблюдается? Какими свойствами обладает гидроксид цинка? Написать уравнения всех происходящих реакций в молекулярном и ионном виде. На какие ионы диссоциирует в водном растворе гидроксид цинка?

б) Аналогичный опыт провести с полученным гидроксидом кадмия. Что наблюдается? Каковы свойства гидроксида кадмия? Написать уравнения всех происходящих реакций в молекулярном и ионном виде.

в) Прилить в пробирку 2-3 мл 2н раствора едкого натра и добавить 1 мл 2н раствора нитрата ртути (II). Что наблюдается? Изучить отношение полученного вещества к разбавленной азотной кислоте и избытку щелочи. Что наблюдается? Написать уравнения всех происходящих реакций.

г) Прилить в пробирку 1-2 мл нитрата ртути (I) и добавить 1 мл разбавленного раствора едкого натра. Что происходит? Изучить отношение полученного вещества к разбавленной азотной кислоте. Написать уравнение реакции.

Опыт № 5 Получение комплексных соединений цинка, кадмия и ртути

а) В пробирку налить 1-2 мл раствора соли цинка и прибавить несколько капель раствора аммиака. Наблюдается образование белого осадка гидроксида цинка. К полученному осадку прибавить избыток аммиака и наблюдать растворение осадка вследствие образования комплексного соединения. Написать уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Аналогичный опыт провести с раствором соли кадмия.

в) К раствору соли ртути (II) прилить немного раствора йодида калия. Наблюдать образование осадка йодида ртути. Написать уравнение реакции и указать цвет осадка. К полученному осадку добавить избыток йодида калия до его растворения. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения тетраиодомеркуроата калия.

г) К раствору соли нитрата ртути (I) добавить немного раствора иодистого калия до образования осадка. Написать уравнение реакции и отметить цвет осадка. К полученному осадку добавить избыток йодида калия до изменения цвета осадка. Написать уравнение реакции, и учитывая, что осадок растворяется с образованием комплексного соединения $K_2[HgI_4]$ и выделения металлической ртути бурого или черного цвета.

Опыт № 6 Свойство хлорида цинка

а) В пробирку с насыщенным раствором хлорида цинка опустить кусочек окисленной с поверхности медной фольги. Что происходит? На чем основано применение хлорида цинка при пайке металлов?

Опыт № 7 Получение и свойства сульфидов цинка, кадмия и ртути

В три пробирки последовательно поместить 2-3 мл растворов солей цинка, кадмия и ртути. К каждому раствору добавить по несколько капель раствора Na_2S или H_2S (под тягой). Наблюдать образование осадков. Отметить цвет осадков и составить уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде. К каждому осадку прилить разбавленной соляной кислоты. Что происходит? Сравнить между собой растворимость полученных сульфидов цинка, кадмия и ртути.

Опыт № 8 Гидролиз солей цинка, кадмия и ртути

а) В одну пробирку прилить немного раствора соли цинка, а в другую – соли кадмия. Испытать эти растворы красной и синей лакмусовой бумагой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде. Каковы свойства гидроксидов цинка и кадмия?

б) В пробирку с раствором соли цинка добавить раствор соды. Наблюдать образование осадка основной соли цинка. Нагреть пробирку. Наблюдать выделение углекислого газа. Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

в) Опыт повторить с раствором соли кадмия.

г) В небольшом количестве воды растворить в одной пробирке несколько кристалликов нитрата ртути (II), в другой – нитрата ртути (I). Наблюдать выделение осадка или (помутнение) вследствие образования основных солей. Реакцию раствора испытать красной лакмусовой бумагой (универсальной индикаторной бумагой). Написать уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт № 9 Восстановление солей ртути

В пробирку с небольшим количеством сулемы HgCl_2 добавить немного раствора хлорида олова (II). Наблюдать образование белого осадка каломели Hg_2Cl_2 . Затем добавить избыток раствора хлорида олова (II). Получается серый осадок металлической ртути. Написать молекулярные и ионные уравнения происходящих реакций.

Опыт № 10 Взаимодействие реактива Несслера $\text{K}_2[\text{HgJ}_4] + \text{KOH}$ с ионом аммония

К небольшому количеству раствора соли аммония добавить несколько капель раствора реактива Несслера. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Контрольные вопросы

1. Сопоставьте химические свойства цинка, кадмия и ртути.
2. Составьте уравнения последовательных реакций в молекулярном и ионном виде:
 - а) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$
 - б) $\text{CdSO}_4 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
 - в) $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgJ}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{HgJ}_4$
3. Составьте уравнение реакции и расставьте коэффициенты:
 $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \dots$
4. Имеется водный раствор ZnCl_2 и HgCl_2 . Предложите способ разделения этих солей
5. Какой объем 0,1М раствора SnCl_2 нужно прилить к 200 мл 0,15М раствора сулемы, чтобы восстановить её до ртути? Сколько ртути при этом получится?

Литература

- 1 Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998, 639 с.
- 2 Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии. В 2-х т. - М.: Мир, 2002. т 1 - 540 с, т 2 – 528 с.
- 3 Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В 2-х т.- М: Мир, 2004. – т 1 – 679 с, т 2 – 486 с.
- 4 Воробьева и др. Практикум по неорганической химии. Учебное пособие – М.: изд-во Московского университета, 1984. – 288 с.