

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

Факультет естественных наук и природных ресурсов
Кафедра химии и экологии

ОЛОВО, СВИНЕЦ
Методические указания к лабораторной работе

Великий Новгород
2006

**Методическое руководство к лабораторной работе:
«Олово, свинец»**

Составитель: к.пед.н., ст. преподаватель Е.А. Пчелина.

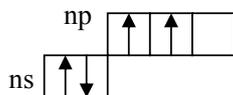
Великий Новгород, 2006 г., 16 с.

1 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ ГЕРМАНИЯ

Германий, олово и свинец являются электронными аналогами, составляют подгруппу германия и входят в главную подгруппу IV группы Периодической системы элементов.

Нейтральные атомы этих элементов имеют на внешнем энергетическом уровне четыре электрона с конфигурацией:

1) в основном:



2) в валентно-возбужденном состояниях.

В соответствии с этим элементы в соединениях проявляют валентности II и IV (по обменному механизму) и имеют степени окисления +4, +2, -4¹.

В связи с увеличением атомных радиусов и уменьшением ионизационных потенциалов при переходе от германия к свинцу тенденция к присоединению электронов до устойчивого октета внешнего электронного уровня (что характерно для элементов неметаллов) уменьшается. Одновременно возрастает способность к отдаче электронов, то есть металлический характер элемента. Это находит отражение в физических и химических свойствах германия, олова и свинца. Германий имеет серовато-белый цвет, по внешнему виду похож на кремний, олово и свинец – типичные неметаллы. Некоторые константы простых веществ приведены ниже:

Таблица 1

	Свойства	Германий	β -Олово	Свинец
1	Цвет	серебристо-серый	серебристо-белый	серый с синеватым оттенком
2	Плотность, г/см ³	5,32	7,29	11,34
3	Температура плавления, °C	937	232	327
4	Температура кипения, °C	2830	2620	1745
5	Электрическая проводимость (Hg=1)	0,001	8	5
6	ΔE , эВ	0,78	Металлы	
7	$d_{\text{ЭЭ}}$, нм	0,244	0,316	0,350
8	$\Delta H^0_{\text{возг } 298}$, кДж/моль	383	301	196
9	S^0_{298} , Дж/(К·моль)	31,3	51,6	64,8

¹ За счет вакантных d-орбиталей эти элементы могут давать связи и по донорно-акцепторному механизму в комплексных соединениях, проявляя координационные числа 4 (для Э⁺²) и 6 (для Э⁺⁴).

10	Твёрдость (по алмазу)	6	1,8	1,5
----	-----------------------	---	-----	-----

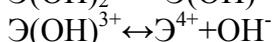
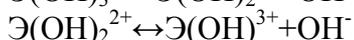
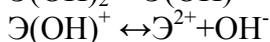
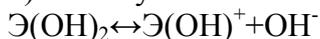
1.1 Кислотно-основная характеристика соединений германия, олова, свинца

Особенно наглядно усиление металлического характера элемента при переходе от германия к свинцу проявляется в кислотно-основных свойствах оксидов и гидроксидов этих элементов.

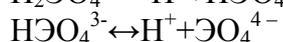
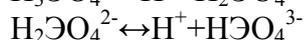
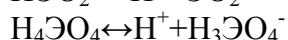
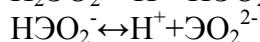
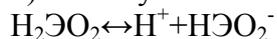
В соответствии со степенями окисления элементов +2 и +4 есть два ряда оксидов с общими формулами: ЭО и ЭО₂.

Все шесть оксидов и их гидраты проявляют амфотерные свойства. Кислотно-основные свойства гидроксидов Э(ОН)₂ и Э(ОН)₄ в растворе можно описать с помощью следующих уравнений диссоциации слабых электролитов:

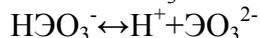
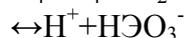
1) по типу основания:



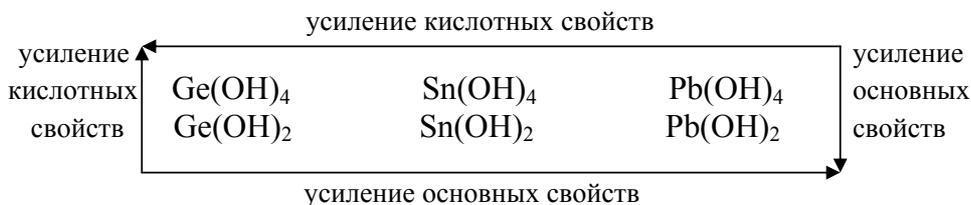
2) по типу кислоты:



или



Тенденция к определенному типу диссоциации, т. е. кислотно-основные свойства гидроксидов элементов германия, олова и свинца проявляются различно в зависимости от элемента и степени его окисления:



Наиболее отчетливо кислотные свойства выражены у H₂GeO₃ (достаточно слабой кислоты), а основные свойства сильнее всего проявляются у Pb(OH)₂ (достаточно слабого основания).

В силу амфотерности этих гидроксидов они растворяются как в сильных кислотах, так и в щелочах с образованием соответствующих солей.

Кислоты Ge, Sn, Pb (IV) метаформы H₂ЭО₃ и ортоформы H₄ЭО₄ называются соответственно: мета- или ортогерманиевая, оловянная, свинцовая, а их соли – мета-, или ортогерманаты, станнаты, плюмбаты.

Соли кислот типа H₂ЭО₂ (германистой, оловянистой, свинцовистой), где Э(II) – Ge, Sn, Pb, называются германиты, станниты, плюмбиты.

Приведенные гидратные формы кислот H₂ЭО₃ и H₂ЭО₂ являются простейшими.

В действительности в водных растворах этих соединений существуют гидраты неопределенного состава $nЭО_2 \cdot mH_2O$ или $nЭО \cdot mH_2O$. В щелочных растворах германий, олово и свинец существуют в виде гидроксокомплексов типа $Me_2[Э(OH)_6]$ или $Me_2[Э(OH)_4]$ с координационными числами 6 и 4, соответственно¹.

1.2 Окислительно-восстановительная характеристика германия, олова, свинца

С усилением металлических свойств от германия к свинцу повышается устойчивость низкой степени окисления +2 и, наоборот, снижается устойчивость высокой степени окисления +4. Так для германия и олова более устойчивой является степень окисления +4, а для свинца – +2. В связи с этим соединения германия (II) и олова (II) являются восстановителями, а соединения свинца (IV) окислителями.

При окислении соединений олова (II) в (IV) происходит усиление кислотных свойств гидроксидов олова (IV) по сравнению с Sn (II), поэтому щелочная среда в большей степени способствует образованию солей олова (IV) и восстановительные свойства соединений Sn (II) сильнее проявляются в щелочной среде.

При восстановлении соединений Pb (IV) в Pb(II) происходит увеличение основных свойств гидроксида свинца (II) по сравнению с его состоянием (IV), и в этом случае лучшей средой для образования солей свинца (II) является кислая среда.

Эти положения находят отражение в величинах стандартных окислительно-восстановительных потенциалов E^0 , значения которых приведены в таблице 2.

Таблица 2

E^0 в кислой среде, В	E^0 в щелочной среде, В
$E^0(Ge^{2+}/Ge) \approx 0$	$E^0[Sn(OH)_6]^{2-}/[Sn(OH)_4]^{2-} = -0,93$
$E^0(Sn^{2+}/Sn) = -0,14$	
$E^0(Pb^{2+}/Pb) = -0,13$	$E^0(PbO_2/[Pb(OH)_4]^{2-}) = +0,28$
$E^0(Sn^{4+}/Sn) = +0,15$	
$E^0(PbO_2/Pb^{2+}) = +1,46$	
$E^0(Pb^{4+}/Pb^{2+}) = +1,80$	

Исходя из приведенной общей характеристики элементов германия, олова и свинца становится понятным отношение их к важнейшим химическим реагентам: кислороду, воде, кислотам и щелочам, а также получение, свойства и применение важнейших соединений этих элементов.

¹ Например, олово образует соединения: $Na_2[Sn(OH)_6]$ – гексагидроксостаннат натрия и $Na_2[Sn(OH)_4]$ – тетрагидроксостаннит натрия.

1.3 Отношение германия, олова и свинца к важнейшим химическим реагентам

Отношение к кислороду. Под действием кислорода воздуха в обычных условиях германий и олово не изменяются, а свинец покрывается синевато-серым слоем оксида – PbO, который предохраняет металл от дальнейшего окисления.

Олово и германий окисляются на воздухе только при нагревании с образованием более устойчивых диоксидов – SnO₂ и GeO₂ (белого цвета), а свинец с образованием желтого PbO или ярко-красного Pb₃O₄. PbO₂, SnO и GeO – получают косвенным путем.

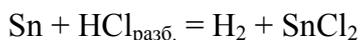
Отношение к воде. Вода в обычных условиях на германий, олово и свинец не действует.

Отношение к кислотам и щелочам. Поведение германия, олова и свинца в кислотах и щелочах определяется положением этих элементов в ряду напряжений и свойствами образующихся соединений.

Германий в ряду напряжений стоит между медью и серебром, поэтому с кислотами, не являющимися окислителями, не реагирует.

Олово и свинец располагаются в ряду напряжений перед водородом и могут медленно выделять водород из разбавленных кислот. Однако растворение олова и свинца в кислотах происходит по-разному в связи с различной растворимостью образующихся соединений.

Олово медленно растворяется в разбавленной соляной кислоте. Реакция идет по уравнению:

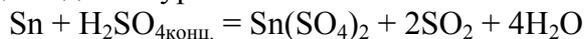


В концентрированной соляной кислоте скорость растворения увеличивается, происходит образование комплексов H[SnCl₃] и H₂[SnCl₄].



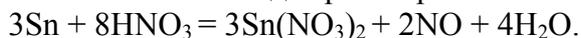
Серная и азотная кислоты действуют на олово по-разному в зависимости от концентрации.

Разбавленная серная кислота действует на олово аналогично разбавленной соляной кислоте. Концентрированная H₂SO₄ является более сильным окислителем, и реакция идет по уравнению



В связи со способностью Sn (IV) к комплексообразованию реакция сопровождается дальнейшим образованием комплексной кислоты – H₂[Sn(SO₄)₃].

В разбавленной азотной кислоте идет растворение металла:



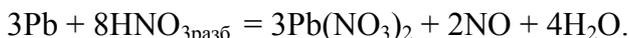
В концентрированной азотной кислоте олово образует белый нерастворимый осадок гидроксида олова (IV), называемый β-оловянной кислотой – xSnO₂·yH₂O (или в простейшем виде H₂SnO₃). Реакция идет по схеме:



Из солей свинца наиболее растворимыми являются Pb(NO₃)₂ и Pb(CH₃COO)₂, это и определяет взаимодействие металла с кислотами.

Свинец легко растворяется в умеренно разбавленной азотной кислоте,

реакция идет по уравнению:



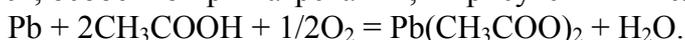
Концентрированная азотная кислота «пассивирует» свинец, так как образующаяся в начальный момент реакции на поверхности металла пленка $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ мало растворима в этой кислоте и, таким образом, предотвращается растворение металла.

По причине малой растворимости PbCl_2 и PbSO_4 (таблица 3) свинец практически не растворяется в разбавленных HCl и H_2SO_4 .

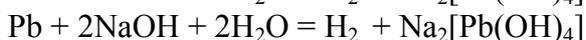
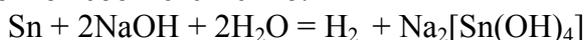
Таблица 3

Формула соли	ПР ¹ (25 °С)	Окраска соли
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	черная
PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$	желто-оранжевая
PbCO_3	$1,0 \cdot 10^{-13}$	белая
PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$	желтая
PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$	белая
PbCl_2	$1,6 \cdot 10^{-5}$	белая

Концентрированная серная кислота реагирует со свинцом с образованием более растворимого $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$ и SO_2 . В уксусной кислоте свинец также может растворяться, особенно при нагревании, в присутствии кислорода:



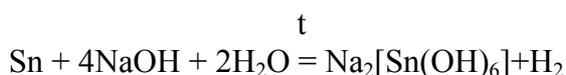
Олово и свинец медленно растворяются в щелочах с образованием станинов или плюмбитов соответственно.



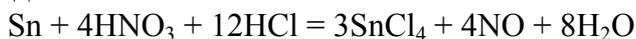
Ge , Sn , Pb активно растворяются в щелочах при комнатной температуре при добавлении H_2O_2 :



При кипячении с растворами едких щелочей олово растворяется с образованием гидрокостаннатов.



Лучшим растворителем свинца является разбавленная азотная кислота, а олова – царская водка.

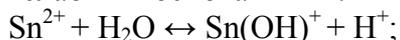


2 ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ ОЛОВА И СВИНЦА

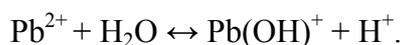
2.1 Соединения олова (II) и свинца (II)

Наиболее распространенными солями являются: SnCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Соли Sn^{2+} и Pb^{2+} в водном растворе сильно гидролизуются, т. е. $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$ являются слабыми основаниями:

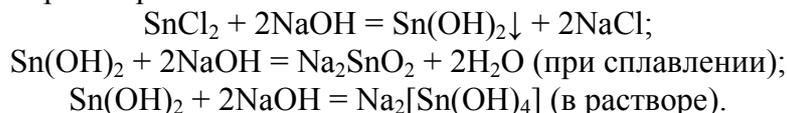


¹ Для некоторых солей Pb^{2+} характерной особенностью является значительное увеличение растворимости при нагревании.



Для подавления гидролиза и предотвращения выпадения в осадок основных солей необходимо подкисление раствора.

При добавлении щелочи к раствору SnCl_2 или $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ идет образование мало растворимых в воде оснований – $\text{Sn}(\text{OH})_2$ или $\text{Pb}(\text{OH})_2$, которые в избытке щелочи растворяются:



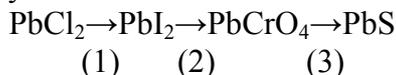
Гидроксид олова (II) может быть получен также действием раствора аммиака на соли Sn^{2+} ¹. При длительном стоянии и при нагревании идет разложение:



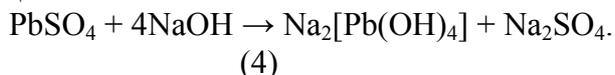
Этим путем можно получить SnO и аналогично GeO .

Особенностью большинства солей Pb^{2+} является их малая растворимость в воде, многие из них имеют характерную окраску.

Учитывая различную растворимость солей Pb^{2+} , их можно последовательно переводить друг в друга:



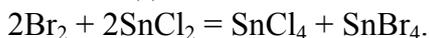
Малорастворимые соли свинца (кроме PbS) можно перевести в раствор действием избытка щелочи:



Реакции (1), (2), (3), (4) могут быть использованы в аналитической химии для обнаружения солей Pb^{2+} . Следует отметить, что соединения свинца, особенно растворимые его соли, являются ядовитыми. Как уже указывалось выше, соединения Sn (II) являются типичными восстановителями, поэтому соли SnCl_2 и Na_2SnO_2 используются в этом качестве в окислительно-восстановительных реакциях, что может служить для целей аналитического определения Sn (II).

Характерными в этом отношении могут быть реакции с участием SnCl_2 .

1 Обесцвечивание бромной воды:



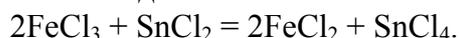
2 Обесцвечивание подкисленного раствора перманганата калия:



3 Изменение оранжевой окраски подкисленного раствора хромата или дихромата калия до сине-фиолетовой окраски солей Cr^{3+} :



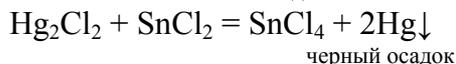
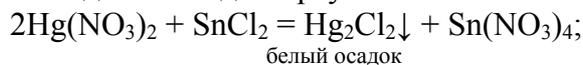
4 Восстановление солей Fe^{3+} до Fe^{2+} :



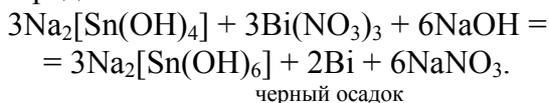
5 Последовательное восстановление нитрата Hg^{2+} вначале до белого

¹ Аналогичные реакции идут с $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с образованием соответственно $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и плюмбитов.

осадка малорастворимой каломели – Hg_2Cl_2 , при дальнейшем восстановлении переходящий в черный осадок свободной ртути:



6 Особенно значительные восстановительные свойства соединения Sn^{2+} проявляют в щелочной среде:



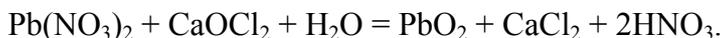
Этой реакцией пользуются для аналитического определения как соединений Sn (II), так и Bi (II).

2.2 Соединения олова (IV) и свинца (IV)

Оксиды и гидроксиды

Известны диоксиды SnO_2 – белого цвета и PbO_2 – коричневого цвета. Они мало растворимы в воде, кислотах и щелочах. Эти соединения могут быть переведены в раствор лишь сплавлением с твердой щелочью и дальнейшей обработкой сплава водой.

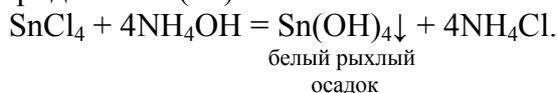
Если SnO_2 получается при непосредственном окислении олова на воздухе, при нагревании, то PbO_2 может быть получен только косвенным путем из солей Pb (II) при действии на них сильных окислителей, например, белильной известью:



PbO_2 получается также при окислении PbSO_4 на аноде при зарядке свинцового аккумулятора.

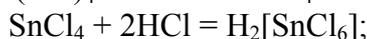
Как уже упоминалось выше, диоксиды SnO_2 и PbO_2 и их гидроксиды амфотерны.

Гидроксид олова (IV) может существовать в двух формах: α -форма – свежесосажденный белый осадок, получающийся при действии раствора NH_4OH на раствор хлорида олова (IV)



Этот осадок при осаждении образует один из видов коллоидных растворов, так называемый гель (аналогичный гелю кремниевой кислоты), в котором содержатся крупные агрегаты молекул $\text{Sn}(\text{OH})_4$, удерживающие молекулы воды.

H_4SnO_4 – α -оловянная кислота, как наиболее гидратированная форма, хорошо растворяется в соляной кислоте и в растворе щелочи с образованием соответствующих соединений:



При длительном хранении α -оловянной кислоты она постепенно пре-

вращается в другую, не растворимую в кислотах и щелочах, форму – β-оловянную кислоту. Этот процесс, называемый процессом старения геля α-оловянной кислоты, заключается, по-видимому, в полимеризации, уплотнении и одновременно дегидратации исходной формы.

В соответствии с этим, β-оловянной кислоте приписывают формулу $x\text{SnO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ ($x > y$).

В этом проявляется аналогия в свойствах соединений олова и кремния, для которого образование таких полимерных кислот особенно характерно.

Обратный переход β-оловянной кислоты в α-форму может быть осуществлен только при сплавлении β-формы со щелочами, с последующим действием кислот на полученный сплав.

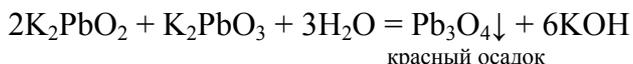
β-Оловянная кислота получается так же, как уже упоминалось выше, при действии концентрированной HNO_3 на олово.

Станнаты большей частью мало растворимы в воде, хорошо растворяются только станнаты щелочных металлов и аммония.

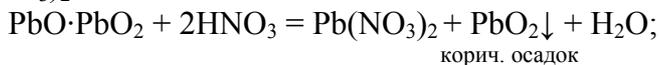
При сплавлении SnO_2 с твердой щелочью (NaOH) могут быть получены мета- (Na_2SnO_3) и ортостаннаты (Na_4SnO_4).

Бурый гидроксид $\text{Pb}(\text{OH})_4$ характеризуется наиболее слабыми кислотными свойствами из всех гидроксидов Э(OH)₄ IV группы Периодической системы и обладает малой прочностью – легко теряет воду (особенно при нагревании), переходя в PbO_2 . При сплавлении со щелочами PbO_2 образует растворимый плюмбат, аналогичный станнату – $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$.

Известны также смешанные оксиды свинца Pb_2O_3 и Pb_3O_4 , в которых свинец находится в разных степенях окисления. Pb_2O_3 может рассматриваться как соединение $\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$, а сурик – Pb_3O_4 – как соединение $2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$ ¹. Эти соединения могут быть получены при нагревании PbO_2 в определенном температурном интервале, а также непосредственно смешением растворов K_2PbO_2 и K_2PbO_3 :



Доказательством наличия в этих соединениях оксидов Pb (II) и Pb (IV) служит реакция с HNO_3 , сопровождающаяся образованием осадка PbO_2 и раствора соли $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:



В связи с неустойчивостью состояния свинца (IV) – PbO_2 , Pb_2O_3 и Pb_3O_4 являются сильными окислителями.

Характерными реакциями, в которых эти соединения являются окислителями, могут быть:

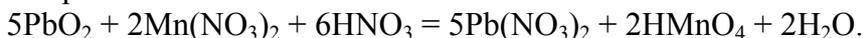
1) окисление HCl до Cl_2 :



2) окисление в кислой среде бесцветного иона Mn^{2+} до красно-

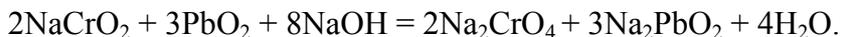
¹ Эти соединения можно рассматривать так же, как соли Pb^{2+} мета- и ортосвинцовой кислот с формулами – $\text{Pb}^{2+}\text{Pb}^{4+}\text{O}_3$ и $\text{Pb}^{2+}\text{Pb}^{4+}\text{O}_4$ соответственно.

фиолетового перманганат-иона:



Эту реакцию используют в аналитической химии для определения солей Mn^{2+} ;

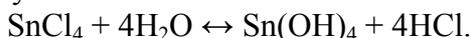
3) окисление в щелочной среде хромитов до хроматов (при сплавлении):



Соли олова (IV) и свинца (IV)

С галогенами олово и свинец образуют соединения типа $\text{Sn}\Gamma_4$ ($\Gamma=\text{F}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}$) и $\text{Pb}\Gamma_4$ ($\Gamma=\text{F}^-, \text{Cl}^-$), с иодом и бромом у Pb (IV) нет устойчивых соединений.

Соединения $\text{Sn}\Gamma_4$ по своим свойствам приближаются к галогенангидридам (они летучи – SnF_4 – газ, SnCl_4 – легко кипящая жидкость), в водном растворе сильно гидролизуются:



Реакция частично обратима из-за возможной реакции:

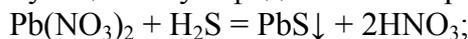


Известна не только сама кислота $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$, но и ее соли. Наиболее распространена из них – $(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$, имеющая характерные кристаллы, получение которых используют при анализе солей Sn^{4+} (микрористилоскопическая реакция).

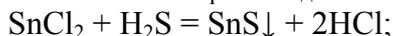
Кислородсодержащие соли Sn^{4+} и Pb^{4+} значительно менее устойчивы по сравнению с галогенидными.

Сульфиды олова и свинца

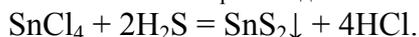
Общей особенностью катионов олова и свинца является чрезвычайно малая растворимость их сульфидов. Они не растворимы не только в воде, но и разбавленной HCl . Образующиеся сульфиды имеют характерную окраску:



черный осадок



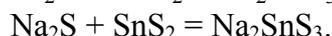
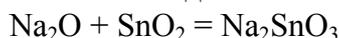
корич. осадок



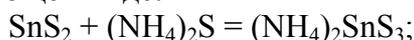
желтый осадок

Отличительной особенностью сульфидов свинца (II) и олова (II) и (IV) является их растворимость в растворах щелочей и сульфидов щелочных металлов (Na_2S , K_2S). Это связано с кислотным характером сульфидов Pb (II), Sn (II) и Sn (IV), что, в свою очередь, определяется характером элемента, образующего сульфид.

Взаимодействие основного и кислотного сульфидов сравнимо с взаимодействием основного и кислотного оксида.



Учитывая растворимость соединений, можно записать уравнения протекающих реакций в следующем виде:





Сульфид олова (II) не растворяется в щелочах, Na_2S и в $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, т.к. не является кислотным сульфидом. SnS можно перевести в раствор, нагревая его с полисульфидом натрия или аммония, при этом идет окисление Sn (II) до Sn (IV) с дальнейшим образованием соответствующей тиосоли:



3 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОЛОВА, СВИНЦА И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Ц е л ь р а б о т ы : закрепление теоретических знаний по химическим свойствам соединений олова и свинца с включением элементов качественного анализа.

3.1 Олово

Опыт № 1 Получение металлического олова

В раствор хлорида олова (II) опустите маленький кусочек металлического цинка. Что наблюдается? Уравнение реакции напишите в молекулярном и ионном виде. Возможна ли аналогичная реакция, если заменить цинк железом? Ответ обоснуйте.

Опыт № 2 Взаимодействие олова с кислотами (опыт проводится под тягой).

Под дей ст в и ю в отдельных пробирках на металлическое олово 2н соляной кислотой, 2н серной кислотой, концентрированной серной кислотой (пл. 1, 84 г/см³), разбавленной и концентрированной (пл. 1,4 г/см³) азотной кислотой. Отметьте, что наблюдается в каждом случае. Напишите уравнения реакции. Для взаимодействия с концентрированной HNO_3 возьмите 0,5 г Sn, образовавшийся в результате реакции осадок сохраните из опыта № 3.

Опыт № 3 Гидроксиды олова (II) и (IV)

В отдельных пробирках получите гидроксиды олова (II) и (IV), действием гидроксида аммония на растворы хлоридов олова. Убедитесь, проявляют ли гидроксиды олова амфотерные свойства? Какие соединения олова называются α - и β -оловянными кислотами? Испытать отношение α - и β -оловянных кислот к воде, кислотам и щелочам (полученные осадки кислот предварительно нужно промыть водой путем декантации). Сохраняются ли свойства α -оловянной кислоты после длительного состояния или кипячения? Проведите соответствующие опыты.

Опыт № 4 Восстановительные свойства иона Sn^{2+}

а) В пробирку внести раствор хлорида олова (II) и по каплям приливайте к нему бромную воду.

б) В две пробирки внесите 1-3 капли раствора хлорида железа (III) и гексациано-II-феррата калия $K_3[Fe(CN)_6]$ и по 5-10 капель воды. Одну пробирку сохраните для сравнения, а в другую добавьте 2-4 капли раствора хлорида олова (II).

в) К подкисленному соляной кислотой раствору соли хлорида олова (II) постепенно по каплям добавляйте раствор бихромата калия. Опишите, что наблюдается во всех опытах, объясните происходящее. Напишите уравнения реакций.

Опыт № 5 Сульфиды олова (II) и (IV)

В растворы хлоридов олова (II) (две пробирки) и олова (IV) (две пробирки) добавьте несколько капель раствора Na_2S . Какой цвет имеют выпадающие из раствора осадки сульфидов? Дайте осадкам отстояться или отцентрифугируйте их. Удалите пипеткой жидкость из пробирок и проверьте действия сульфида и полисульфида аммония на сульфид олова (II) и сульфид олова (IV).

3.2 Свинец

Соединения свинца ядовиты, поэтому после проведения опытов с соединениями свинца необходимо тщательно вымыть руки.

Опыт № 1 Получение металлического свинца

В раствор ацетата свинца опустите пластину из Zn или Al. На поверхности пластин появляются кристаллы свинца. Сравните стандартные потенциалы Al, Zn, Pb и объясните результаты опыта. Напишите уравнение реакции. Можно ли получить металлический свинец, действуя на раствор его соли медью?

Опыт № 2 Отношение свинца к кислотам

В 5-ти отдельных пробирках испытайте действие на свинец 2н растворов соляной, серной, азотной кислот, а также концентрированной серной и азотной кислотой. Пробирки можно осторожно нагреть на маленьком пламени горелки или водяной бане. Что наблюдается? Во всех ли пробирках идет реакция. Для обнаружения ионов Pb^{2+} добавьте в охлажденные растворы по 2-3 капли иодида калия. В каких пробирках выпадает желтый осадок иодида свинца. Напишите уравнение реакции. Почему свинец практически не растворяется в разбавленных соляной и серной и концентрированной азотной кислотах.

Опыт № 3 Малорастворимые соли свинца

В отдельных пробирках получите хлорид, фосфат, хромат, сульфид и основной карбонат свинца обменной реакцией между нитратом свинца и другой соответствующей растворимой солью. Отметьте цвет всех осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт № 4 Получение гидроксида Pb^{2+} и изучение его свойств

В двух пробирках получите дигидроксид свинца, добавляя по каплям щелочь к раствору нитрата или ацетата свинца. Отметьте цвет и аморфное состояние осадка. Растворите осадок, добавляя в одну пробирку кислоту (используйте таблицу растворимости солей), а в другую – щелочь. Напишите молекулярные и ионные уравнения всех реакций.

Опыт № 5 Получение двуокиси свинца

К плюмбиту натрия, полученному в опыте № 5, добавьте несколько капель 30% раствора перекиси водорода и осторожно нагрейте до выпадения коричневого осадка двуокиси свинца. Дайте осадку отстояться (или отцентрифугируйте его) и удалите пипеткой раствор. Добавьте к осадку 1-1,5 мл дистиллированной воды, хорошо перемешайте стеклянной палочкой, снова дайте осадку отстояться и удалите промытую воду пипеткой, промытый осадок перенесите на стекло, просушите на воздухе и оставьте для опыта № 7 (№ 6).

Опыт № 6 Окислительные свойства свинца (IV)

а) Окисление сульфата железа (II).

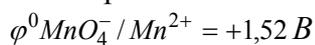
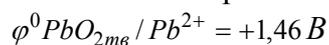
В пробирку внесите один микрошпатель диоксида свинца, полученного в опыте № 6, 3-5 капель раствора серной кислоты и 5-6 капель сульфата железа (II).

Пробирку осторожно нагрейте до частичного растворения диоксида или получения белого осадка сульфата свинца (II). С помощью качественной реакции на ионы Fe^{3+} убедитесь, что окислительное число железа изменилось от +2 до +3.

б) Окисление сульфата хрома (в щелочной среде).

В пробирку поместите один микрошпатель диоксида свинца и 10 капель 40% раствора гидроксида натрия. Пробирку закрепите в штативе и осторожно нагрейте. В горячий раствор внесите 2 капли раствора сульфата хрома (III) и снова нагрейте пробирку. Раствор окрашивается в желтый цвет, что указывает на появление ионов CrO_4^{2-} . Напишите уравнения реакции, учитывая что хромат и сульфат свинца (II), не растворимые в воде, растворимы в щелочах.

Сравните окислительную способность диоксида свинца с окислительной способностью перекиси водорода, дихромата и перманганата калия.



Опыт № 7 Сурик– свинцовая соль свинцовой ортокислоты

Чтобы убедиться в разновалентности свинца в сурике, поместите в пробирку 2 микрошпателя сурика Pb_3O_4 , прибавьте 8-10 капель 2н раствора азотной кислоты и осторожно нагрейте смесь на маленьком пламени горелки. Как изменилась окраска осадка? Какое новое вещество получено? Отделите раствор осадка, разделите его на две пробирки и добавьте в одну несколько

капель сульфата натрия, а в другую хромата калия. Каков цвет выпавших осадков хроматов сульфата свинца (II). Напишите уравнения всех проделанных реакций.

Опыт № 8 Паяние

а) Приготовление легкоплавного припоя (третника)

Взвесьте на теххимических весах 6,3 г олова и 3,7 г свинца. Расплавьте свинец в фарфоровом тигле, а затем добавьте олово. Расплавленную смесь тщательно перемешайте железной палочкой и перелейте в деревянную или железную форму.

б) Подготовка поверхности для паяния.

Поверхности металлов тщательно очистите при помощи напильника или наждачной бумаги. При спаивании луженой жести очистка поверхности не требуется. Большие металлические поверхности перед спаиванием следует предварительно вылудить. Для этого нагрейте металлическое изделие на пламени горелки (300-350⁰С) посыпьте свариваемую поверхность хлористым аммонием (зачем?) и, положив на неё кусочек олова, разотрите его асбестовым тампоном по металлической поверхности.

в) Подготовка паяльника.

Очистите поверхность «тела» паяльника путем погружения нагретого паяльника в хлористый аммоний (плотно прижать « жало» к куску хлористого аммония). Опущенным концом прикоснитесь к припою. Если поверхность «жала» чиста, то припой пристает к нему ровным слоем, легко «залуживает» паяльник.

г) Приготовление «паяльного» раствора.

Растворите в небольшом количестве воды 4 г хлорида цинка (в расчете на безводную соль) и 1,5 г хлорида аммония. Затем доведите общий объем раствора до 100 мл.

д) Паяние.

Смочить спаиваемые поверхности «паяльным» раствором, нагрейте паяльник до температуры более высокой чем температуры плавления припоя. Затем нагретый паяльник прижмите жалом к куску хлорида аммония или на мгновение погрузите в чашечку с паяльной жидкостью, прикоснитесь паяльником к куску припоя, наберите небольшое количество его и, касаясь спаиваемых поверхностей (шва), водите паяльником, слегка нажимая, до равномерного распределения припоя. Если спаиваемые поверхности велики, то скрепите их предварительно проволокой.

Дайте припою полностью остыть, так как при температуре, близкой к затвердеванию, припой весьма хрупок. Избыток припоя можно удалить напильником.

Литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1998. – 639 с.
2. Балецкая Л.Г. Неорганическая химия для студентов вузов. – Ростов н/Д: Феникс, 2005. – 256 с.
3. Воробьева Н.В. Практикум по неорганической химии. – М.: издательство Московского Университета, 1984. – 288 с.
4. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В 2 – х т. М.: Мир, 2004. – т.1 – 679, т.2 – 486 с.
5. Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии в 2 – х т. – М.: Мир, 2002. т.1 – 540 с, т.2 – 528 с.

СОДЕРЖАНИЕ

1	Общая характеристика элементов подгруппы германия	3
1.1	Кислотно-основная характеристика соединений германия, олова, свинца	4
1.2	Окислительно-восстановительная характеристика германия, олова, свинца	5
1.3	Отношение германия, олова и свинца к важнейшим химическим реагентам	6
2	Важнейшие соединения олова и свинца	7
2.1	Соединения олова (II) и свинца (II)	7
2.2	Соединения олова (IV) и свинца (IV)	9
3	Лабораторная работа. Химические свойства олова и свинца и их соединений	12
3.1	Олово	12
3.2	Свинец	12
	Литература	16