Федеральное агентство по образованию РФ

Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования

Тульский государственный университет

Кафедра химии

Курсовая работа

по неорганической химии

«Синтез тиоцианата ртути(ΙΙ)»

Выполнила студентка гр. 430481:

Родичева А. С.

Научный руководитель:

доцент кафедры химии Бородина Л. П.

Тула 2009 г.

**Содержание**

1. Введение
2. Литературный обзор
3. 2.1. Общая характеристика ртути
4. 2.1.1. Важнейшие характеристики ртути
5. 2.1.2. Получение ртути
6. 2.1.3. Применение ртути
7. 2.1.4. Отравление ртутью и ее соединениями
8. 2.2. Родан (SCN)2
9. 2.3. Тиоциановая кислота
10. 2.3.1. Важнейшие характеристики тиоциановой кислоты
11. 2.3.2. Получение HCSN
12. 2.3.3. Применение роданистоводородной кислоты
13. 2.4. Тиоцианаты не органические
14. 2.4.1. Общая характеристика некоторых тиоцианатов
15. 2.4.2. Получение тиоцианатов
16. 2.4.3. Комплексные соединения тиоцианатов
17. 2.4.4. Применение тиоцианатов
18. 2.5. Тиоцианат (роданид) ртути (ΙΙ
19. 2.5.1. Историческая справка
20. 2.5.2. Получение Hg(SCN)2
21. 2.5.3. Реакции характерные для Hg(SCN)2
22. 2.5.4. Применение тиоцианата ртути (ΙΙ
23. 2.6 Токсикологический аспект

3. Экспериментальная часть.

Выводы

5. Список используемой литературы

**1. Введение**

Целью данной курсовой работы является изучение способов синтеза тиоцианатов, в частности тиоцианат ртути (ΙΙ). Свойства соединений ртути(II) специфичны, поэтому они интересны для изучения.

Задачей данной работы является синтез тиоцианата ртути(II) и изучение его свойств.

Тиоцианаты щелочных металлов и аммония получают при улавливании цианистых соединений, содержащихся в коксовом газе, растворами соответствующих полисульфидов. Кроме того, NH4NCS получают взаимодействием NH3 с CS2, a KNCS и NaNCS получают сплавлением KCN или NaCN с серой. Другие тиоцианаты синтезируют обменной реакцией сульфатов, нитратов или галогенидов металлов с тиоцианатом Ba, К или Na, или взаимодействием гидроксидов или карбонатов металлов с HNCS. CuSCN получаются из тиоцианатов щелочных металлов, гидросульфита натрия и сульфата меди. Ca(SCN)2\*3H2O получают действием оксида кальция на тиоцианат аммония.

**2. Литературный обзор**

2.1. Общая характеристика ртути

Ртуть – один из семи металлов, известных с древнейших времен. В металлическом состоянии Hg - серебристо-белого цвета и при комнатной температуре находится в жидком состоянии и при небольшом нагревании легко переходит в пар. [1]

Ртуть принадлежит к числу весьма редких элементов (в земной коре ее 4,5\*10-6%. Примерно столько же Hg содержится в изверженных горных породах.) В земной коре Hg преимущественно рассеяна; осаждается из горячих вод, образуя ртутные руды (содержание в них ртути примерно 5-7%), известно 35 рудных минералов. В свободном виде она встречается в виде вкраплений в горные породы, но крайне редко, выделяется из морской воды. [2]

2.1.1 Важнейшие характеристики ртути

|  |  |
| --- | --- |
| Атомная масса | 200,59 |
| Валентные электроны | 5d106s2 |
| Радиус атома Э, нм | 0,160 |
| Радиус иона Э2+, нм | 0,112 |
| Энергия ионизации эВ | |
| Э→Э+ | 10,44 |
| Э+→Э2+ | 18,75 |
| Э2+→ Э3+ | 32,4 |
| Сродство к электрону эВ | 1,53 |
| Стандартная энтольпия атомизации | 61,5 (при 250С) |
| Плотность | 13,546 |
| Температура плавления 0С | - 38,89 |
| Температура кипения0С | 356,66 [3] |
| ΔH0возг,298, кДж/моль | 61 |
| S0298, Дж/(К\*моль) | 75,9 [4] |

Особенностью электронного строения атома ртути является полностью сформированная «подвнешняя» d10 оболочка. Наличие замкнутой и поэтому очень стабильной d10 электронной оболочки обуславливается несклонностью ртути проявлять в своих гетерогенных соединениях более высокую степень окисления, чем 2+. Вместе с тем валентные возможности ртути очень обширны, благодаря легкой деформируемости все той же d10 электронной оболочки. Возникающий в результате деформации дополнительный эффект поляризации делает возможным образование ковалентных связей, что резко расширяет круг реализуемых реакций и соединений.[4]

2.1.2 Получение ртути

Промышленным способом ее получают из основного минерала – сульфида (киновари) при окисленном обжиге:

**HgS + O2 = Hg + SO2**

Обжиговые газы, пройдя пылеуловительную камеру, поступают в трубчатый холодильник из нержавеющей стали или монель-металла. Жидкая ртуть стекает в железные приёмники. Для очистки сырую ртуть пропускают тонкой струйкой через высокий (1 – 1,5 м) сосуд с 10%-ной HNO3, промывают водой, высушивают и перегоняют в вакууме.

Возможно, также гидрометаллургическое извлечение ртути из руд и концентратов растворением HgS в сернистом натрии с последующим вытеснением ртути алюминием. Разработаны способы извлечения ртути электролизом сульфидных растворов. [3]

2.1.3 Применение ртути

Ртуть имеет широкое применение. Например: ртутная соль хромовой кислоты – замечательная зеленая краска по керамике; cильный яд сулема HgCl2, крайне нужна в гальванопластике, в производстве оловянных и цинковых сплавов тонкой структуры, в процессах гравирования и литографии, даже в фотографии. Промышленный катализ тоже не обходится без соединений ртути. Один из способов получения уксусной кислоты и этилового спирта основан на реакции, открытой русским ученым М.Г. Кучеровым. Сырьем служит ацетилен. В присутствии катализаторов – солей двухвалентной ртути – он реагирует с водяным паром и превращается в уксусный альдегид. Окисляя это вещество, получают уксусную кислоту, восстанавливая – спирт. Те же соли помогают получать из нафталина фталевую кислоту – важный продукт основного органического синтеза. Ртутными красками покрывают днища кораблей, чтобы они не обрастали ракушками. Иначе корабль снижает скорость, перерасходуется топливо. Самая известная из красок такого типа делается на основе кислой ртутной соли мышьяковистой кислоты HgHAsO4. Хотя все ртутные соли ядовиты, многие из них используются медициной, и, пожалуй, это одно из самых древних их применений. Сулема HgCl2 – яд, но и одно из первых антисептических средств. Цианид ртути использовали в производстве антисептического мыла. Желтую окись ртути до сих пор применяют при лечении глазных и кожных заболеваний. Каломель Hg2Cl2 – общеизвестное слабительное средство. Органические антисептики на основе соединений ртути пригодны даже для обработки слизистых оболочек. Также ртуть используется для создания научных приборов (барометров, термометров, и т. д.) и амальгамирования золота и серебра. Все соли ртути ядовиты, и это требует большой осторожности при работе с ними.

2.1.4 Отравление ртутью и ее соединениями

Отравления ртутью и ее соединениями возможны на ртутных рудниках и заводах, при производстве некоторых измерительных приборов, ламп, фармацевтических препаратов, инсектофунгицидов и др.

Основную опасность представляют пары металлической ртути, выделение которых с открытых поверхностей возрастает при повышении температуры воздуха. При вдыхании ртуть попадает в кровь. В организме ртуть циркулирует в крови, соединяясь с белками; частично откладывается в печени, в почках, селезенке, ткани мозга и др. Токсическое действие связано с блокированием сульфгидрильных групп тканевых белков, нарушением деятельности головного мозга (в первую очередь, гипоталамуса). Из организма ртуть выводится через почки, кишечник, потовые железы и др.

Острые отравления ртутью и её парами встречаются редко. При хронических отравлениях наблюдаются эмоциональная неустойчивость, раздражительность, снижение работоспособности, нарушение сна, дрожание пальцев рук, снижение обоняния, головные боли. Характерный признак отравления – появление по краю дёсен каймы сине-черного цвета; поражение дёсен (разрыхленность, кровоточивость) может привести к гингивиту и стоматиту. При отравлениях органическими соединениями ртути (диэтилмеркурфосфатом, диэтилртутью, этилмеркурхлоридом) преобладают признаки одновременного поражения центральной нервной (энцефало-полиневрит) и сердечно-сосудистой систем, желудка, печени, почек. [5]

2.2 Родан

Родан, диродан, (SCN)2 был впервые получен в свободном состоянии в 1919 году Зёдербекком при действии брома, растворенного в сероводороде, на роданид серебра:

**2AgSCN + Br2 = 2AgBr + (SCN)2**

(SCN)2 устойчив только при понижении температуры. Расплав вскоре спонтанно разлагается с выделением желтого дыма и с образованием кирпично-красного аморфного твердого вещества. Немного устойчивее родан в растворах. Хорошо растворим в сероуглероде и четыреххлористом углероде. В органических растворителях происходит разложение, медленно при низких температурах, мгновенно при комнатной. При этом выделяется аморфное вещество, которое получил еще Либих, пытаясь приготовить свободный родан путем окисления цианадов хлором в водных растворах. (SCN)2 тотчас разлагает воду.

**3(SCN)2 + 4H2O = HCN + 5HNCS + H2SO4**

В химическом отношении свободный родан очень напоминает йод. Он вступает в реакцию с металлами. (SCN)2 способен вытеснять свободный йод из иодидов и сам может быть вытеснен избытком йода:

**I2 + 2SCN- = 2I- + (SCN)2**

Родан взаимодействует с H2S в эфирном растворе, образуя роданистую серу:

**2(SCN)2 + H2S = S(SCN)2 + 2HSCN**

Роданистая сера была обнаружена еще в 1828 году Лассенем, как продукт взаимодействия хлористой серы и роданида ртути:

**SCl2 + Hg(SCN)2 = HgCl2 + S(SCN)2**[6]

2.3. Тиоциановая кислота

Тиоциановая кислота (роданистоводородная кислота, HNCS) представляет собой бесцветную, маслянистую, резко пахнущую жидкость ( при 5 °С). При температуре -110° является белой кристаллической массой (Кд=0,14). Она является сильной кислотой.

На организм человека тиоциановая кислота оказывает токсическое действие, раздражая слизистые оболочки. Она содержится в соке лука Allium соера и в корнях некоторых других луковичных растений. [2]

2.3.1 Некоторые характеристики тиоциановой кислоты

|  |  |
| --- | --- |
| Строение | H-N=C=S. |
| Температура плавления (в °C) | -110 |
| Температура разложения (в °C): | -90 |
| Показатель диссоциации | pKa (1) = 0,85 (180 C) |
| ΔH0возг,298, кДж/моль | 104,6 |
| S0298, Дж/(К\*моль) | 247,36 |
| Cp,298,Дж/(К\*моль) | 48,16 |

В интервале от -90 С до -85 С HNCS полимеризуется в бесцветную кристаллическую массу. При остарожном нагревании в вакууме образуется бледно-желтая, растворимая в эфирах родануровая кислота (HNCS). Если тиоциановую кислоту нагреть до комнатной температуры при обычном давлении на воздухе или в вакууме, то вещество медленно окрашивается в темно-красный цвет. При температуре около +30 С происходит быстрое превращение со значительным выделением тепла и вспенивание.

Водные растворы тиоциановой кислоты устойчивы только при концентрации до 5% (в растворе по свойствам схожа с хлористоводородной кислотой), в более концентрированных растворах она разлагается с образованием, так называемого ксантогенового водорода и других продуктов.

Восстанавливается HNCS цинком в соляной кислоте до метиламина и 1,3,5-тритиана. Окисляется тиоциановая кислота KMnO4 и H2O2 - до HCN, Br2 - до BrCN. Мягкое окисление приводит к родану (SCN)2. А сероводородом разлагается до сероуглерода и аммиака.

**HSCN + 3H2O2 = HCN + H2SO4 + 2H2O**

2.3.2. Получение HNCS

Тиоциановую кислоту получают из роданидов, например:

**KSCN + KHSO4 = K2SO4 + HNCS**

Безводную тиоциановую кислоту получают при нагревании роданида свинца (ртути) в токе сероводорода:

**Pb(SCN)2 + H2S = PbS + 2HSCN**

2.3.3. Применение роданистоводородной кислоты

Практическое применение находят только производные тиоциановой кислоты, например роданиды (неорганические тиоцианаты), а также сложные эфиры (органические тиоцианаты), используемые как инсектициды и фунгициды.[1]

2.4. Тиоцианаты неорганические

**Тиоцианаты неорганические** (неорганические роданиды (название от греческого rhodon - роза, по ярко-красной окраске тиоцианата железа Fe(SCN)3) или сульфоцианиды), соли не выделенной тиоциановой кислоты (тиоциановая кислота (роданисто-водородная кислота) HNCS - желтоватая жидкость с температурой плавления -110°С; длины связей (нм) 0,09887 (H—N), 0,21164 (N—С) и 0,15605 (С—S), угол HNC 134,98°). Кристаллические вещества растворимые в воде, спирте, эфирах и ацетоне.

2.4.1. Общие характеристики некоторых тиоцианатов

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Соединения | Тпл,0С | Ткип, 0С | Плотность, г/см3 | Растворимость в воде, г/ см3 |
| NH4NCS | 146,6 | 170\* | 1,3057 | 120 (при 0 0С) |
| KNCS | 172,3 | 500\* | 1,886 | 217 (при 20 0С) |
| NaNCS | 287 | 300\* | 1,73 | 166 (при 25 0С) |
| CuSCN | 1084 | - | 2,85 | 5∙10-4(при 18 0С) |
| Ca(SCN)2\*3H2O | разл. | - | - | 150 (при 0 0С) |
| Pb(SCN)2 | 195\* | - | 3,82 | 0,05 (при 20 0С) |

\* - с разложением. [7]

Тиоцианат аммония (**NH4NCS**) - водорастворимые бесцветные кристаллы, расплывающиеся на воздухе, на свету и на воздухе приобретают красную окраску, при нагревании разлагаются.

Тиоцианат натрия (**NaNСS**) – бесцветные гигроскопические кристаллы с ромбической решоткой. Ядовит.

Тиоцианат калия (**KSCN**) – водорастворимый белый порошок, при плавлении приобретает синеватый оттенок, а при остывании снова становится белым.

Тиоцианат одновалентной меди (**CuSCN**) - беловатый, сероватый или желтоватый порошок или паста не растворимый в воде.

Тиоцианат двухвалентной меди (**Cu(SCN)2**) - черный порошок, не растворимый в воде, легко превращается в тиоцианат одновалентной меди.

Тиоцианат кальция (**Ca(SCN)2\*3H2O**). Бесцветные кристаллы, расплывающиеся на воздухе и растворимые в воде.[8]

Наличие в тиоцианатном ионе атомов серы и азота, находящихся в промежуточных степенях окисления, обуславливает его способность проявлять как окислительную, так и восстановительную активность в химических реакциях:

**2KNCS + I2 = KI + (SCN)2** (ок-ные свойства)

**KNCS + 10KOH + 8KMnO4 = KOCN + 8K2MnO4 + K2SO4 + 5H2O** (вост-ные свойства)

В водных растворах все тиоцианаты окисляются О2 до сульфатов, взаимодействуют с Сl2 иBr2 с образованием циангалогенидов, восстанавливают Fe до цианидов металлов.

Получают тиоцианаты из цианатов металлов и S, обменной реакцией сульфатов или нитратов металлов с тиоцианатами Ba или Na, взаимодействием гидроксидов или карбонатов металлов с HCN. Наиболее характерны реакции - окисление, восстановление, галогенирование, а также обменные реакции с другими тиоцианатами. Например:

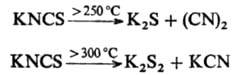
**3NH4NCSк + 2Н2O = H2C2N2S3 + 2(NH3\*H2O) + NH4CN**

**2NH4NCSр + I2 = 2NH4I + (SCN)2**

**KNCS + Fe = KCN + FeS**

**2KNCS + Pb(NO3)2 = Pb(SCN)2 + 2KNO3**

Тиоцианаты щелочных металлов и аммония разлагаются при нагревании, например:



Термическая изомеризация NH4NCS положена в основу промышленного получения тиомочевины:



Токсичность тиоцианатов сравнительно невелика (например: KNCS раздражает кожу, при длительном воздействии угнетает щитовидную железу, поражает почки; NH4NCS вызывает явление ксантопсии, т. е. видение предметов в желтом цвете). Токсичность других тиоцианатов, например Pb(SCN)2 или Hg(SCN)2, во многом определяется физиологическим воздействием входящих в них металлов. Тиоциановая кислота содержится в соке лука Allium соера и в корнях других растений. Тиоцианаты в небольших количествах найдены в слюне и в желудочном соке животных. В слюне человека содержится в среднем 0,01% SCN-, в крови около 1,3 мг в 100 мл в виде KNCS.

2.4.2 Получение тиоцианатов

Основные методы получения HNCS – это взаимодействие (Э)NCS с KHSO4 или ионный обмен водных растворов NH4NCS (получают нагреванием смеси аммиака и сероуглерода). Родан или тиоциан обычно получают по реакциям:

**Cu(SCN)2 = CuSCN + 0,5(SCN)2**

**Hg(SCN)2 + Вr2 = HgBr2 + (SCN)2**

Тиоцианаты щелочных металлов и аммония получают при улавливании цианистых соединений, содержащихся в коксовом газе, растворами соответствующих полисульфидов. Кроме того, NH4NCS получают взаимодействием NH3 с CS2, a KNCS и NaNCS получают сплавлением KCN или NaCN с серой.

**KCN + S = KSCN** (сплавление)

Другие тиоцианаты синтезируют обменной реакцией сульфатов, нитратов или галогенидов металлов с тиоцианатом Ba, К или Na:

**KSCN + AgNO3 = AgSCN + KNO3**

или взаимодействием гидроксидов или карбонатов металлов с HNCS:

**HSCN + NaOH = NaSCN + H2O**

CuSCN получаются из тиоцианатов щелочных металлов, гидросульфита натрия и сульфата меди. Ca(SCN)2\*3H2O получают действием оксида кальция на тиоцианат аммония.

2.4.3. Комплексные соединения тиоцианатов

Тиоцианаты образуют комплексные соединения, в которых металл в зависимости от донорно-акцепторных свойств лиганд может координироваться как по атому N, так и по атому S. [9]

Hg(ΙΙ) образует тригональные комплексы тиоцианата ртути с пнитробензоилгидразином (L). Взаимодействием соответствующего Hg(SCN)2 c пнитробензоилгидразином и сплавлении при температуре 50-600С были получены HgL(SCN)2. Экспериментально установлено, что данное вещество не растворимо в большинстве органических растворителях, умеренно растворимы в MeCN, причем их растворы не являются электролитами. В спектре HgL(SCN)2 проявляются полосы C-N, C-S и C-S, что указывает на кольцевой характер группы SCN и ее координацию с Hg2+ через атом S. Исходя из того, что лиганд L монодентантен, а группа SCN кольцевая был сделан вывод, что нейтральный Hg(SCN)2 имеет мономерное трехкоординационное строение. [10]

2.4.4 Применение тиоцианатов

Тиоцианаты используют в промышленности. NH4SCN используется в гальваностегии, в фотографии, при крашении и набивке тканей (в частности, для сохранения свойств шелковых тканей), для приготовления охладительных смесей, для получения цианидов и гексацианоферратов (II), тиомочевины, гуанидина, пластмасс, адгезивов, гербицидов.

NaSCN используется в фотографии, как протрава при крашении и набивке тканей, в медицине, как лабораторный реагент, в гальваностегии, для приготовления искусственного горчичного масла, в резиновой промышленности.

KSCN используется в текстильной промышленности, в органическом синтезе (например, для получения тиомочевины, искусственного горчичного масла или красителей), для получения тиоцианатов, охлаждающих смесей, инсектицидов.

Ca(SCN)2\*3H2O применяется как протрава при крашении или набивке тканей и как растворитель для целлюлозы, для мерсеризации хлопка, в медицине вместо иодида калия (для лечения атеросклероза), для получения гексацианоферратов (II) или других тиоцианатов, при изготовлении пергамента.

CuSCN используется как протрава при набивке текстильных изделий, для изготовления красок ("marine paints") и в органическом синтезе; Cu(SCN)2 используется для приготовления детонирующих капсул и спичек. Они используются и в аналитической химии в качестве реагентов в роданометрии и меркуриметрии.[8]

Тиоцианатные комплексы используют в фотометрическом анализе для определения Со, Fe, Bi, Mo, W, Re, в технологии редких металлов для разделения Zr и Hf, Th и Ti, Ga и Аl, Та и Nb, Th и La, для получения спектрально чистого La. Тиоцианаты Nb(V) и Ta(V) являются катализаторами в реакции Фриделя – Крафтса. [9]

2.5. Тиоцианат (роданид) ртути (ΙΙ)

Hg(SCN)2 – это ядовитый белый кристаллический порошок не имеющий запаха. Хорошо растворяется в горячей воде. Плохо растворяется в холодной воде (0,07 г в 100 г при 25 °С) и в любых эфирах. Растворим так же и в растворах солей аммиака, в спирте и в KSCN, в соляной кислоте, а так же в растворах тиоцианатов с образованием комплексного иона. На воздухе устойчив, но при длительном хранении выделяет роданид-ионы. Теплота образования роданида ртути (ΙΙ) ΔH0обр.=231,6 кДж/моль, а температура разложения равна Т0разл.=1650C.

2.5.1 Историческая справка

Первым получил тиоцианат ртути (II) молодой германский ученый Фридрих Вёллер, которому впоследствии приписали открытие тиоциановой кислоты.

Однажды осенью 1820 г. совсем еще молодой студент-медик Гей-дельбергского университета Фридрих Вёллер, смешивая водные растворы тиоцианата аммония NH4NCS и нитрата ртутиНg(NO3)2, обнаружил, что из раствора выпадает белый творожистый осадок неизвестного вещества. Вёллер отфильтровал раствор и высушил осадок, слепил из выделенного вещества «колбаску» и высушил ее, а потом любопытства ради поджег. «Колбаска» загорелась, и произошло чудо: из невзрачного белого комочка, извиваясь, выползала и росла длинная черно-желтая «змея». Как выяснилось позже, Вёллер впервые получил тиоцианат ртути (II) Hg(NCS)2. С начала опыт называли тиоцианатная «змея» Вёллера, а уже потом стали называть «фараонова змея». [2]

2.5.2 Получение Hg(SCN)2

Образуется Hg(SCN)2 при взаимодействии KSCN с солью Hg(ΙΙ):

**Hg(NO3)2+2KSCN = Hg(SCN)2↓+2KNO3**

Или **Нg(NO3)2 + 2 NH4NCS = Нg(NCS)2↓ + 2NH4NO3**

Вторая реакция является экзотермической.

2.5.3 Реакции характерные для Нg(NCS)2

Нg(NCS)2 растворяется в растворе роданида калия с образованием комплексного соединения тетратиоцианмеркурата (ΙΙ) калия (белые иглистые кристаллы, хорошо растворимы в холодной воде, в спирте, хуже растворимы в любых эфирах):

Нg(NCS)2 + 2KSCN = K2[Hg(SCN)4] [10]

Тиоцианат ртути(II) после поджигания быстро разлагается с образованием черного сульфида ртути(II) НgS, желтого объемистого нитрида углерода состава С3N4 и дисульфида углерода СS2, который на воздухе воспламеняется и сгорает, образуя диоксид углерода СО2 и диоксид серы SO2:

**2Нg(NCS)2 = 2HgS + C3N4 + CS2**

**CS2 + 3O2 = CO2 + 2SO2**

Нитрид углерода вспучивается образующимися газами, при движении он захватывает черный сульфид ртути(II), и получается желто-черная пористая масса. Голубое пламя, из которого выползает «змея» — это пламя горящего сероуглерода СS2. [11]

2.5.4 Применение

Роданид ртути (II) применяется в аналитической химии для определения кобальта, галогенидов, цианидов, сульфидов,и тиосульфатов, для спектрофотомертических измерений концентрации хлорангидрида изокапроновой кислоты на производстве. Является комплексообразователем. Используется в неорганическом синтезе. Применяется в фотографии для усиления негатива. Интересен для проведения лабораторных работ. [5]

2.6. Токсикологические аспекты

Тиоцианаты оказывают вредное воздействие на все живые организмы. Поэтому в процессе работы с ними следует избегать попадание данных веществ на слизистые оболочки, в глаза и кожу.

При попадании в организм небольших количеств тиоцианатов в течении длительного времени, последние оказывают тиреостатическое действие. Сможет развиться зоб и дистрофические процессы в различных органах.

Симптомы острого отравления – одышка, хрипы, нарушение координации движений, сужение зрачков, судороги, понос, скачки кровяного давления, нарушения сердечной деятельности и психические расстройства.

При остром отравлении необходимо прекратить контакт пострадавшего с веществом. Пострадавшему необходимы тепло, покой и антидотная терапия (нитриты, аминофенолы, тиосульфаты,органические соединения кобальта). [5]

**3. Экспериментальная часть**

3.1. Методика синтеза тиоцианата ртути (ΙΙ)

3.1.1 Необходимое оборудование

Термостойкий химический стакан, стеклянная палочка, воронка Бюхнера, колба для отсасывания, фильтровальная бумага, фарфоровая чашка, вакуумный насос, сушильный шкаф.

3.1.2 Необходимые реактивы

Ртуть (II), роданида калия, вода, азотная кислота (конц.).

3.1.3 Получение Hg(SCN)2

Роданид ртути получают из нитрата ртути (II) и роданида калия. При отсутствии нитрата ртути (II) его можно получить из ртути и азотной кислоты. Для этого необходимо нагреть 50 мл. концентрированной азотной кислоты (под тягой) до 50 – 60°С и не прекращая нагревания порциями ввести 10 г. металлической ртуть при постоянном помешивании (осторожно, выделяется диоксид азота). В полученном растворе содержится около 15,9 г нитрата ртути (II). Отдельно готовят раствор роданида калия (9,5 г соли на 47,5 мл воды). Раствор нитрата ртути (II) сливают с раствором роданида калия, выпавший осадок роданида ртути отфильтровывают (лучше на воронке Бюхнера под вакуумом) и подсушивают. Высушенный препарат хранят в плотно закрытых баночках.

3.1.4 Количественные ращеты

Расчет количества нитрата ртути:

**Hg + 4HNO3 = Hg(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O**

V(HNO3) = 50 мл.

m(Hg) = 10 г.

ύ(Hg(NO3)2) = 10/200,6=0,049 моль

M(Hg(NO3)2) = 324,52

m(Hg(NO3)2) = 324,52\*0,049 = 15,9 г.

Расчет теоретической массы тиоцианата ртути (II):

**Hg(NO3)2+2KSCN = Hg(SCN)2↓+2KNO3**

ύ(Hg(NO3)2) = 0,049 моль

ύ(Hg(SCN)2) = 0,049 моль

M(Hg(SCN)2) = 316,72

m(Hg(SCN)2) = 0,049\*316,72 = 15,5 г.

Расчет выхода полученного продукта:

m(Hg(SCN)2) = 13,1 г. практическая масса

ή = (13,1/15,5)\*100% = 84,5%

3.1.5 Идентификация полученного вещества

Тиоцианата ртути (II) известен со времен алхимиков своей термической неустойчивостью, поэтому для идентификации полученного вещества необходимо положить немного порошка на металлическую пластину и поджечь (опыт необходимо проводить под тягой).

**2Hg(SCN)2 + 3О2 = 2SO2 + C3N4 + CO2 + 2HgS**

Вещество вспучивается и разбухает, напоминая ползущую змею. Опыт называется «фараонова змея».

**4. Выводы**

1. Сделан литературный обзор по свойствам соединений ртути и тиоцианатов некоторых металлов.

2. Получен тиоцианат ртути (II) по наиболее приемлемой методике и доказана его термическая неустойчивость.

3. Выход полученного продукта составил 84,5% (m(Hg(SCN)2) = 13,1 г.).

4. Полученное вещество можно использовать в синтезе некоторых неорганических веществ, в аналитической химии, а также для демонстрации опыта «фараонова змея».

**5. Список используемой литературы**

1. Химический энциклопедический словарь. - М.: 1983. Т. 5.

2. Большая Советская энциклопедияю. - М.: Большая Советская энциклопедия, 1975. Т. 22.

3. Глинка Н. Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1983.

4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 2006.

5. Трахтенберг Т. М., Коршун М. Н. Ртутьи ее соединения в окружающей среде. - К.: 1990.

6. Реми Г. Курс неорганической химии. - М.: 1963. Т. 2.

7. Смирнов С. К. Химия псевдогалогенидов. - К.: 1981.

8. http://db.alta.ru/poyasnenia/htmltnved/P2838.html

9. Химическая энциклопедия. - М.: Большая Российская энциклопедия. 1995. Т. 4.

10. РЖХ, статья 5В 148, 1989.

11. http://chemistryandchemists.narod.ru/Video/Vigeo\_Hg\_CNS\_2.html