РЕФЕРАТ

ПО ХИМИИ

НА ТЕМУ:

История открытия элементов

Киров,2008г.

ПЛАН

1.Золото

2.Серебро

3. Азот

4. Йод

5. Кобальт

6.Кремний

7.Висмут

8.Гелий

9.Бром

10.Фосфор

1. ЗОЛОТО

С латинского Aurum. Золото было известно человечеству с древнейших времен. Возможно, оно явилось первым металлом, с которым познакомился человек. Имеются данные о добыче золота и изготовлении изделий из него в Древнем Египте (4100-3900 годы до н. э.), Индии и Индокитае (2000-1500 годы до н. э.), где из него изготавливали деньги, дорогие украшения, произведений культа и искусства. В земной коре содержится 4,3·10–7%, в воде морей и океанов менее 5·10–6% мг/л. Относится к рассеянным элементам. Самородки большого размера встречаются крайне редко и, как правило, имеют именные названия. Самый большой из найденных на территории нашей страны самородков весил 36 кг. Он был найден на Южном Урале (Миасские прииски) в 1842 году. Этот самородок храниться в Алмазном фонде. Химические соединения золота в природе редки, в основном это теллуриды, креннерит и другие. Современные методы химического анализа позволяют обнаружить присутствие ничтожных количеств Au в организмах растений и животных, в винах и коньяках, в минеральных водах и в морской воде. Источники золота при его промышленном получении- руды и пески золотых россыпных и коренных месторождений, содержание золота в которых составляет 5-15 г на тонну исходного материала, а также промежуточные продукты (0,5-3 г/т) свинцово-цинкового, медного, уранового и некоторых других производств. Процесс получения золота из россыпей основан на разнице плотностей золота и песка. С помощью мощных струй воды измельченную золотоносную породу переводят во взвешенное в воде состояние. Полученная пульпа стекает в драге по наклонной плоскости. При этом тяжелые частицы золота оседают, а песчинки уносятся водой. Температура плавления золота 1064,4°C, температура кипения 2880°C, плотность 19,32 кг/дм3. Обладает исключительной пластичностью, теплопроводностью и электропроводимостью. Шарик золота диаметром в 1 мм можно расплющить в тончайший лист, просвечивающий голубовато-зеленым цветом, площадью 50 м2. Толщина самых тонких листочков золота 0,1 мкм. Из 1 г золота можно вытянуть проволоку длиной 2,4 км. Еще за 1500 лет до н. э. золото употреблялось в качестве денег в Китае, Индии, Египте и др.Теперь золото и его сплавы используют для изготовления ювелирных изделий, монет, медалей, зубных протезов, деталей химической аппаратуры, электрических контактов и проводов, изделий микроэлектроники, для плакирования труб в химической промышленности, в производстве припоев, катализаторов, часов, для окрашивания стекол, изготовления перьев для авторучек, нанесения покрытий на металлические поверхности. Обычно золото используют в сплаве с серебром или палладием (белое золото). Содержание золота в сплаве обозначают государственным клеймом. Золото 583 пробы является сплавом с 58,3% золота по массе. Некоторые соединения золота токсичны, накапливаются в почках, печени, селезенке и гипоталамусе, что может привести к органическим заболеваниям и дерматитам, стоматитам, тромбоцитопении.

2.СЕРЕБРО

Серебро известно с древнейших времен, уже в 4 тысячелетии до нашей эры из него изготавливали украшения и монеты. Серебро считалось металлом, связанным с Луной. Содержание в земной коре 7·10–6% по массе. Встречается в самородном виде. Известно более 60 серебросодержащих минералов, Месторождения серебра делятся на собственно серебряные руды (содержание серебра выше 50%) и комплексные полиметаллические руды цветных и тяжелых металлов (содержание серебра до 10-15%). Комплексные месторождения обеспечивают 80% добычи серебра. Основные месторождения таких руд сосредоточены в Канаде, Австралии, Перу, Боливии и Японии. В древности серебро извлекали из руд обработкой их ртутью. В настоящее время применяется цианидное выщелачивание. Для получения серебра очень высокой чистоты (99,999%) его подвергают электрохимическому рафинированию в азотной кислоте или растворению в концентрированной серной кислоте. При этом серебро переходит в раствор в виде сульфата Ag2SO4. Добавление меди или железа вызывает осаждение металлического серебра. Серебристо-белый блестящий металл, с кубической гранецентрированной решеткой. Плотность 10,491 г/см3, температура плавления 961,93°C, кипения 2167°C. Серебро мягкий и пластичный металл, с теплопроводностью 419 Вт/м–1·К–1 при 20°C и самой высокой электропроводимостью. Примеси, присутствующие в серебре даже в незначительных количествах, ухудшают его механические свойства. Серебро легко вытесняется более активными металлами из своих соединений. При комнатной температуре не окисляется кислородом воздуха, при 170°C его поверхность покрывается пленкой Ag2O. Озон в присутствии влаги окисляет серебро до высших оксидов [AgO] или Ag2O3. Около 30-40% всего производимого серебра расходуется на производство кино и фотоматериалов. 20% серебра в виде сплавов с золотом, палладием, медью или цинком используется для изготовления контактов, припоев, проводящих слоев в электротехнике и электронике. 20-25% произведенного серебра служит для производства серебряно-цинковых аккумуляторов. Из сплава на основе серебра изготовляют монеты, ювелирные изделия, украшения и столовую посуду. Содержание серебра в бытовых серебряных изделий отражает «проба», штамп, указывающий массовую долю серебра в сплаве. Серебро используют для серебрения зеркал, аппаратов в пищевой промышленности, как катализатор дожигания CO в автомобильных двигателях, восстановления NO и реакций окисления в органическом синтезе. Сплавы серебра с Cu, Au, Pb, Hg находят применение в стоматологии в качестве пломбирующего и протезирующего материала. Нитрат серебра AgNO3 в медицине используют вместе с нитратом калия и называют ляписом. Использование колларгола (коллоидного раствора серебра) основано на вяжущих, прижигающих и антисептических свойствах. Серебро- микроэлемент растительных и животных организмов. В организме человека общее содержание серебра составляет несколько десятых грамма. Физиологическая роль серебра неясна. Соединения серебра токсичны. При попадании в организм больших доз растворимых солей серебра наступает острое отравление, сопровождающееся некрозом слизистой желудочно-кишечного тракта. Серебро бактерицидно, при 40-200 мкг/л погибают не споровые бактерии, а при более высоких концентрациях - споровые.

3.АЗОТ

Происходит от греческого слова azoos - безжизненный, по-латыни Nitrogenium. Соединения азота - селитра, азотная кислота, аммиак - были известны задолго до получения азота в свободном состоянии. В 1772 г. Д. Резерфорд, сжигая фосфор и другие вещества в стеклянном колоколе, показал, что остающийся после сгорания газ, названный им "удушливым воздухом", не поддерживает дыхания и горения. В 1787 г. А. Лавуазье установил, что "жизненный" и "удушливый" газы, входящие в состав воздуха, это простые вещества, и предложил название "азот". В 1784 г. Г. Кавендиш показал, что азот входит в состав селитры. В 1790 году Ж. А. Шапталь предложил латинское название азота (от позднелатинского nitrum - селитра и греческого gennao - рождаю, произвожу). К началу ХIX в. были выяснены химическая инертность азота в свободном состоянии и исключительная роль его в соединениях с другими элементами в качестве связанного азота. Азот - четвертый по распространенности элемент Солнечной системы (после водорода, гелия и кислорода) и один из самых распространенных элементов на Земле, причем основная его масса (около 4\*1015 т.) сосредоточена в свободном состоянии в атмосфере. В воздухе свободный азот (в виде молекул N2) составляет 78,09% по объему (или 75,6% по массе), не считая незначительных примесей его в виде аммиака и окислов. Среднее содержание азота в литосфере 1,9\*10-3% по массе. Небольшие количества связанного азота находятся в каменном угле ( 1 - 2,5% ) и нефти (0,02 - 1,5%), а также в водах рек, морей и океанов. Азот накапливается в почвах (0,1%) и в живых организмах (0,3%). Хотя название "азот" означает "не поддерживающий жизни", на самом деле это - необходимый для жизнедеятельности элемент. В белке животных и человека содержится 16-17% азота. В организмах плотоядных животных белок образуется за счет потребляемых белковых веществ, имеющихся в организмах травоядных животных и в растениях. Растения синтезируют белок, усваивая содержащиеся в почве азотистые вещества, главным образом неорганические. Значительные количества азота поступают в почву благодаря азотфиксирующим микроорганизмам, способным переводить свободный азот воздуха в соединения азота. Азот немного легче воздуха; плотность 1,2506 кг/м3 (при 00С и 101325 н/м2 или 760 мм. рт. ст.), tпл-209,860С, tкип-195,80С. Азот сжижается с трудом: его критическая температура довольно низка (-147,10С), а критическое давление высоко 3,39 Мн/м2 (34,6 кгс/см2);плотность жидкого азота 808 кг/м3. В воде азот менее растворим, чем кислород: при 00С в 1 м3 H2O растворяется 23,3 г азота. Лучше, чем в воде, азот растворим в некоторых углеводородах. В отличие от молекулярного, активный азот весьма энергично взаимодействует с кислородом, водородом, парами серы, фосфором и некоторыми металлами. Азот входит в состав очень многих важнейших органических соединений (амины, аминокислоты, нитросоединения и др.). Основная часть добываемого свободного азота используется для промышленного производства аммиака, который затем в значительных количествах перерабатывается на азотную кислоту, удобрения, взрывчатые вещества и т. д. Помимо прямого синтеза аммиака из элементов, промышленное значение для связывания азота воздуха имеет разработанный в 1905 цианамидный метод, основанный на том, что при 10000С карбид кальция реагирует со свободным азотом. Cвободный азот применяют во многих отраслях промышленности: как инертную среду при разнообразных химических и металлургических процессах, для заполнения свободного пространства в ртутных термометрах, при перекачке горючих жидкостей и т. д. Жидкий азот находит применение в различных холодильных установках. Его хранят и транспортируют в стальных сосудах Дьюара.

4. ЙОД

(лат. Iodium). Йод открыл в 1811 французский химик Б. Куртуа. Нагревая маточный рассол золы морских водорослей с концентрированной серной кислотой, он наблюдал выделение фиолетового пара (отсюда название йод - от греческого iodes, ioeides - похожий цветом на фиалку, фиолетовый), который конденсировался в виде темных блестящих пластинчатых кристаллов. В 1813 - 1814 французский химик Ж.Л. Гей-Люссак и английский химик Г. Дэви доказали элементарную природу йода. Среднее содержание йода в земной коре 4\*10-5% по массе. В мантии и магмах и в образовавшихся из них породах (гранитах, базальтах) соединения йода рассеяны; глубинные минералы йода неизвестны. История йода в земной коре тесно связана с живым веществом и биогенной миграцией. В биосфере наблюдаются процессы его концентрации, особенно морскими организмами (водорослями, губками). Известны 8 гипергенных минералов йода, образующихся в биосфере, однако они очень редки. Основным резервуаром йода для биосферы служит Мировой океан (в 1 литре в среднем содержится 5\*10-5 грамм йода). Из океана соединения йода, растворенные в каплях морской воды, попадают в атмосферу и переносятся ветрами на континенты. Местности, удаленные от океана или отгороженные от морских ветров горами, обеднены йодом. Йод легко адсорбируется органическими веществами почв и морских илов. При уплотнении этих илов и образовании осадочных горных пород происходит десорбция, часть соединений йода переходит в подземные воды. Так образуются используемые для добычи йода йодо-бромные воды, особенно характерные для районов нефтяных месторождений (местами 1 литр этих вод содержит свыше 100 мг йода). Плотность йода 4,94 г/см3, tпл 113,5 °С, tкип 184,35 °С. Йод плохо растворим в воде (0,33 г/л при 25 °С), хорошо - в сероуглероде и органических растворителях (бензоле, спирте), а также в водных растворах йодидов. Химически йод довольно активен, хотя и в меньшей степени, чем хлор и бром. Адсорбируясь на крахмале, йод окрашивает его в темно-синий цвет; это используется в йодометрии и качественном анализе для обнаружения йода. Пары йода ядовиты и раздражают слизистые оболочки. На кожу йод оказывает прижигающее и обеззараживающее действие. Пятна от йода смывают растворами соды или тиосульфата натрия. Сырьем для промышленного получения йода в России служат нефтяные буровые воды; за рубежом - морские водоросли, а также маточные растворы чилийской (натриевой) селитры, содержащие до 0,4% йода в виде йодата натрия. Для извлечения йода из нефтяных вод (содержащих обычно 20 - 40 мг/л йода в виде йодилов) на них сначала действуют хлором или азотистой кислотой. Выделившийся йод либо адсорбируют активным углем, либо выдувают воздухом. На йод, адсорбированный углем, действуют едкой щелочью или сульфитом натрия. Йод и его соединения применяют главным образом в медицине и в аналитической химии, а также в органическом синтезе и фотографии. В промышленности применение йода пока незначительно по объему, но весьма перспективно. Так, на термическом разложении йодидов основано получение высокочистых металлов. Йод - необходимый для животных и человека микроэлемент. Среднее содержание йода в почвах около 3\*10-4%, в растениях около 2\*10-5%. В поверхностных питьевых водах йода мало (от 10-7 до 10-9%). В приморских областях количество йода в 1 м3 воздуха может достигать 50 мкг, в континентальных и горных - составляет 1 или даже 0,2 мкг. Поглощение йода растениями зависит от содержания в почвах его соединений и от вида растений. Некоторые организмы (морские водоросли - фукус, ламинария, филлофора, накапливают до 1% йода, некоторые губки - до 8,5%). Водоросли, концентрирующие йод, используются для его промышленного получения. В животный организм йод поступает с пищей, водой, воздухом. Основной источник йода - растительные продукты и корма.

В организме человека накапливается от 20 до 50 мг йода, в том числе в мышцах около 10 - 25 мг, в щитовидной железе в норме 6-15 мг. В различных биохимических провинциях содержание йода в суточном рационе колеблется (для человека от 20 до 240 мкг, для овцы от 20 до 400 мкг). Потребность животного в йоде зависит от его физиологического состояния, времени года, температуры, адаптации организма к содержанию йода в среде. Суточная потребность в йоде человека и животных - около 3 мкг на 1 кг массы (возрастает при беременности, усиленном росте, охлаждении). Введение в организм йода повышает основной обмен, усиливает окислительные процессы, тонизирует мышцы. В связи с большим или меньшим недостатком йода в пище и воде применяют йодирование поваренной соли, содержащей обычно 10 - 25 г йодистого калия на 1 тонну соли. Применение удобрений, содержащих йод, может удвоить и утроить его содержание в сельскохозяйственных культурах. Медицинские препараты, содержащие йод, обладают антибактериальными и противогрибковыми свойствами, они оказывают также противовоспалительное и отвлекающее действие; их применяют наружно для обеззараживания ран, подготовки операционного поля. Малые дозы йода (микройод) тормозят функцию щитовидной железы, действуя на образование тиреотропного гормона передних долей гипофиза. Поскольку йод влияет на белковый и жировой (липидный) обмен, он нашел применение при лечении атеросклероза, так как снижает содержание холестерина в крови; повышает также фибринолитическую активность крови. Искусственно радиоактивные изотопы йода - 125I, 131I, 132I и другие широко используются в биологии и, особенно в медицине для определения функционального состояния щитовидной железы и лечения ряда её заболеваний. Применение радиоактивного йода в диагностике связано со способностью йода избирательно накапливаться в щитовидной железе; использование в лечебных целях основано на способности β-излучения радиоизотопов йода разрушать секреторные клетки железы. При загрязнениях окружающей среды продуктами ядерного деления радиоактивные изотопы йода быстро включаются в биологический круговорот, попадая, в конечном счете, в молоко и, следовательно, в организм человека. Особенно опасно их проникновение в организм детей, щитовидная железа которых в 10 раз меньше, чем у взрослых людей и к тому же обладает большей радиочувствительностью. С целью уменьшения отложения радиоактивных изотопов йода в щитовидной железе рекомендуется применять препараты стабильного И. (по 100 - 200 мг на прием). Радиоактивный йод быстро и полностью всасывается в желудочно-кишечном тракте и избирательно откладывается в щитовидной железе. Его поглощение зависит от функционального состояния железы.

5.КОБАЛЬТ

(лат. Cobaltum). Название металла произошло от немецкого Kobold(домовой, гном). Соединения кобальта были известны и применялись в глубокой древности. Сохранился египетский стеклянный кувшин, относящийся к ХV в. до н.э., окрашенный солями кобальта, а также голубые стекловидные кирпичи, содержащие кобальт. В древней Ассирии, а также в Вавилоне из кобальта изготовляли лазурит - голубую краску, которой обливали керамические изделия. Исходным материалом для получения кобальтовых соединений служил тогда цаффер (Zaffer)-сапфир, содержащий висмут и кобальт; откуда и произошли названия красок - сафлор, шафран и др. В средние века горняки находили, вместе с другими рудами кобальтовую "землю", но не знали, что с ней делать. Иногда эта земля была похожа на серебряную руду, но не содержала никакого серебра. В средние века немецкие горняки желая подчеркнуть свойства кобальтовых земель, называли их кобольд - подземный гном, насмешливый дух, бессовестный плут. Кобальт упоминается у Бирингуччо, Василия Валентина, Парацельса и других авторов XV-XVII вв. В "Алхимическом лексиконе" Руланда (1612) о кобальте говорится: “Кобол, кобальт (Koboltum, Kobaltum) или коллет (Colletum)-металлическая материя, чернее свинца и железа, растягивающаяся при нагревании”. Кобальт - черная, немного похожая по цвету на золу материя, которую можно ковать и лить, но она не обладает металлическим блеском, и которая представляет собой вредную взвесь, уводящую (при плавке) вместе с дымом хорошую руду. Тем не менее в истории химии принято считать, что металлический кобальт был впервые описан в 1735 г. профессором Брандтом. В диссертации "О полуметаллах" Брандт указывает, что получаемый из руд металлический висмут не представляет собой чистого металла, а содержит "кобальтовый королек" (металлический кобальт). Он же выяснил, что соли кобальта окрашивают стекла в синий цвет. В чистом виде металлический кобальт был получен Верцелиусом. В русской литературе XVIII и начала XIX в. встречаются названия кобольт, коболт (Соловьев и Страхов, 1824 и в более ранних сочинениях по химии). Двигубский (1824) употребляет название кобальт; в дальнейшем оно становится общепринятым. Его плотность составляет 8,9 г/см3, температура плавления - 1494 °С, он обладает ферромагнитными свойствами (точка Кюри 1121 °С).При обычной температуре на воздухе химически стоек. По химическому составу различают три основных типа кобальтовых руд: мышьяковые руды, сернистые и окисленные. Из 1 тонны руды получают от 1 до 30 кг кобальта. Среди металлов подгруппы железа кобальт самый редкий; содержание его в земной коре не превышает тысячной доли процента. Общие мировые запасы оценивают в 6 млн. т, причем большая их часть сосредоточена в зарубежных странах: Заире, Марокко, Замбии и др. В России крупнейшим месторождением кобальтовых руд является Норильское, а из республик бывшего СССР значительными запасами обладает Азербайджан. В химической промышленности металл применяется главным образом в качестве катализатора различных химических процессов. Соли кобальта добавляют в краски и лаки для ускорения процесса их высыхания. Кобальт имеет значительное биологическое значение, он относится к числу биологически активных элементов и всегда содержится в организме животных и в растениях. С недостаточным содержанием его в почвах и в растениях связано развитие малокровия у животных. Входя в состав водорастворимого витамина В12 , кобальт весьма активно влияет на поступление азотистых веществ, увеличение содержания хлорофилла и аскорбиновой кислоты. Этот витамин влияет на углеводный и жировой обмен; участвует в кроветворении. В микродозах кобальт является необходимым элементом для нормальной жизнедеятельности многих растений и животных. Вместе с тем повышенные концентрации соединений кобальта являются токсичными. В настоящее время остро стоит проблема загрязнения окружающей среды солями тяжелых металлов.

6. КРЕМНИЙ

(лат. Silicium от silex- кремень). Соединения кремния были известны человеку с незапамятных времен. Но с простым веществом кремнием человек познакомился всего около 200 лет тому назад. Фактически первыми исследователями, получившими кремний, были французы Ж.Л. Гей-Люссак и Л.Ж. Тенар. Они в 1811 обнаружили, что нагревание фторида кремния с металлическим калием приводит к образованию буро-коричневого вещества, однако сами исследователи правильного вывода о получении нового простого вещества не сделали. Честь открытия нового элемента принадлежит шведскому химику Й. Берцелиусу, который для получения кремния нагревал также с металлическим калием соединение состава K2SiF6. Он получил тот же аморфный порошок, что и французские химики, и в 1824 объявил о новом элементарном веществе, которое назвал «силиций». Кристаллический кремний был получен только в 1854 году французским химиком А.Э. Сент-Клер Девилем. По распространенности в земной коре кремний среди всех элементов занимает второе место (после кислорода). На долю кремния приходится 27,7% массы земной коры. Кремний входит в состав нескольких сотен различных природных силикатов и алюмосиликатов. Широко распространен и кремнезем, или кремния диоксид SiO2 (речной песок, кварц, кремень и др.), составляющий около 12% земной коры (по массе). В свободном виде кремний в природе не встречается. В промышленности кремний получают, восстанавливая расплав SiO2 коксом при температуре около 1800°C в дуговых печах. Чистота полученного таким образом кремния составляет около 99,9%. Так как для практического использования нужен кремний более высокой чистоты, полученный кремний хлорируют. Образуются соединения состава SiCl4 и SiCl3H. Эти хлориды далее очищают различными способами от примесей и на заключительном этапе восстанавливают чистым водородом. Возможна также очистка кремния за счет предварительного получения силицида магния Mg2Si. Далее из силицида магния с помощью соляной или уксусной кислот получают летучий моносилан SiH4. Моносилан очищают далее ректификацией, сорбционными и др. методами, а затем разлагают на кремний и водород при температуре около 1000°C. Содержание примесей в получаемом этими методами кремнии снижается до 10-8-10-6% по массе. Кристаллическая решетка кремния кубическая гранецентрированная типа алмаза (при высоких давлениях получены и другие полиморфные модификации кремния), но из-за большей длины связи между атомами Si—Si по сравнению с длиной связи С—С твердость кремния значительно меньше, чем алмаза. Плотность кремния 2,33 кг/дм3. Температура плавления 1410°C, температура кипения 2355°C. Кремний хрупок, только при нагревании выше 800°C он становится пластичным веществом. Интересно, что кремний прозрачен к инфракрасному излучению. Элементарный кремний- типичный полупроводник. Концентрация носителей тока в кремнии с собственной проводимостью при комнатной температуре 1,5·1016 м-3. На электрофизические свойства кристаллического кремния большое влияние оказывают содержащиеся в нем микропримеси. Химически кремний малоактивен. При комнатной температуре реагирует только с газообразным фтором, при этом образуется летучий тетрафторид кремния SiF4. При нагревании до температуры 400-500°C кремний реагирует с кислородом с образованием диоксида SiO2.

Диоксид кремния SiO2- кислотный оксид, не реагирующий с водой. Существует в виде нескольких полиморфных модификаций (кварц, тридимит, кристобалит, cтеклообразный SiO2). Из этих модификаций наибольшее практическое значение имеет кварц. Кварц прозрачен для ультрафиолетового излучения. Характеризуется очень низким коэффициентом теплового расширения, поэтому изготовленная из кварца посуда не растрескивается при перепадах температуры до 1000 градусов. Кремний используют как полупроводниковый материал. Кварц находит применение как материал для изготовления жаропрочной химической (кварцевой) посуды, ламп УФ- излучения. Силикаты находят широкое применение как строительные материалы. Оконные стекла представляют собой аморфные силикаты. Кремнийорганические материалы характеризуются высокой износостойкостью и широко используются на практике в качестве силиконовых масел, клеев, каучуков, лаков. Для некоторых организмов кремний является важным биогенным элементом. Он входит в состав опорных образований у растений и скелетных — у животных. В больших количествах кремний концентрируют морские организмы — диатомовые водоросли, радиолярии, губки. Мышечная ткань человека содержит (1-2)·10-2% кремния, костная ткань- 17·10-4%, кровь — 3,9 мг/л. С пищей в организм человека ежедневно поступает до 1 г кремния. Соединения кремния не ядовиты. Но очень опасно вдыхание высокодисперсных частиц как силикатов, так и диоксида кремния, образующихся, например, при взрывных работах, при долблении пород в шахтах, при работе пескоструйных аппаратов и т. д. Микрочастицы SiO2, попавшие в легкие, в них кристаллизуются, а возникающие кристаллики разрушают легочную ткань и вызывают тяжелую болезнь — силикоз. Чтобы не допустить попадания в легкие этой опасной пыли, следует использовать для защиты органов дыхания респиратор.

7. ВИСУТ

(лат. Bismuthum). Висмут известен с 15 века, но его долго принимали за разновидность олова, свинца или сурьмы. В 1529 немецкий ученый в области горного дела и металлургии Г. Агрикола дал первые сведения о металлическом висмуте, его добыче и переработке. Химическую индивидуальность висмута первым установил в 1739 И. Потт. Введен в химическую номенклатуру в 1819 году шведским химиком Й. Берцелиусом. В периодической системе висмут — последний стабильный (не радиоактивный) элемент. По некоторым данным, 209Bi слабо радиоактивен, но его период полураспада столь велик (около 1017 лет), что этот нуклид можно считать стабильным. Содержание висмута в земной коре очень мало и составляет всего 9·10-7% (71-е место среди всех элементов). В природе иногда встречается в свободном виде. Висмут — редкий рассеянный элемент, его собственные минералы очень редки. Температура плавления 271,4°C (висмут — один из самых легкоплавких металлов), температура кипения 1564°C, плотность 9,80 кг/дм3. При плавлении висмут уменьшается в объеме (как лед), т. е. твердый висмут легче жидкого. При высоких давлениях существуют другие модификации металлического висмута. Висмут хрупок, легко растирается в порошок. Висмут — самый сильный диамагнетик среди металлов. В сухом воздухе висмут не окисляется, во влажной атмосфере постепенно покрывается пленкой оксидов. При нагревании выше 1000°С сгорает с образованием основного оксида Bi2O3. Источником висмута служат свинцовые, оловянные и другие руды, где он содержится как примесь. При промышленном получении висмута сначала из свинцовых и медных руд (содержание висмута в которых обычно составляет десятые и даже сотые доли процента) готовят концентрат. Концентраты перерабатывают гидрометаллургическим путем, иногда их подвергают металлотермической обработке (с использованием в качестве восстановителей кальция или магния). На заключительной стадии очистки висмута применяют экстракцию, различные химические и электрохимические методы. В России первые килограммы металлического висмута получил в 1918 К. А. Ненадкевич, разработавший технологию его выплавки. Основное применение висмута — его использование в качестве компонента легкоплавких сплавов. Висмут входит, например, в известный сплав Вуда, температура плавления которого ниже температуры кипения воды, во многие другие сплавы, используемые, например, при изготовлении легкоплавких предохранителей. Сплавы висмута и марганца характеризуются ферромагнитными свойствами и поэтому идут на изготовление мощных постоянных магнитов. Соединения висмута, особенно Bi2O3, применяют в стекловарении и керамике, в фармацевтической промышленности, в качестве катализаторов и др.

8.ГЕЛИЙ

(лат. Helium). Открытие гелия началось с 1868 года, когда при наблюдении солнечного затмения астрономы француз П.Ж. Жансен и англичанин Д.Н. Локьер независимо друг от друга обнаружили в спектре солнечной короны желтую линию (она получила название D3-линии), которую нельзя было приписать ни одному из известных в то время элементов. В 1871 Локьер объяснил ее происхождение присутствием на Солнце нового элемента. В 1895 году англичанин У. Рамзай выделил из природной радиоактивной руды клевеита газ, в спектре которого присутствовала та же D3-линия. Новому элементу Локьер дал имя, отражающее историю его открытия (греч. Helios—солнце). Поскольку Локьер полагал, что обнаруженный элемент- металл, он использовал в латинском названии элемента окончание «lim» , которое обычно употребляем в названии металлов. Таким образом, гелий задолго до своего открытия на Земле получил имя, которое окончанием отличает его от названий остальных инертных газов. В атмосферном воздухе содержание гелия очень мало и составляет около 5,27·10-4% по объему. В земной коре его 0,8·10-6%, в морской воде — 4·10-10 %. Источником гелия служат нефти и гелионосные природные газы, в которых содержание гелия достигает 2-3%, а в редких случаях и 8-10% по объему. Зато в космосе гелий- второй по распространенности элемент (после водорода): на его долю приходится 28% космической массы. В настоящее время гелий выделяют из природных гелионосных газов, пользуясь методом глубокого охлаждения (гелий снимается труднее всех остальных газов). Месторождения таких газов имеются в России, США, Канаде и ЮАР. Гелий содержится также в некоторых минералах (монаците, торианите и других), при этом из 1 кг минерала при нагревании можно выделить до 10 л гелия. Гелий — легкий негорючий газ, плотность газообразного гелия при нормальных условиях 0,178 кг/м3 (меньше только у газа водорода). Температура кипения гелия (при нормальном давлении) около 4,2К (или –268,93°C, это - самая низкая температура кипения). При нормальном давлении жидкий гелий не удается превратить в твердое вещество даже при температурах, близких к абсолютному нулю (0К). При давлении около 3,76 МПа температура плавления гелия 2,0К. Наименьшее давление, при котором наблюдается переход жидкого гелия в твердое состояние --- 2,5МПа (25 ат), температура плавления гелия при этом около 1,1 К (–272,1°C). В 100 мл воды при 20°C растворяется 0,86 мл гелия, в органических растворителях его растворимость еще меньше. Гелий используют для создания инертной и защитной атмосферы при сварке, резке и плавке металлов, при перекачивании ракетного топлива, для заполнения дирижаблей и аэростатов, как компонент среды гелиевых лазеров. Жидкий гелий, самая холодная жидкость на Земле,- уникальный хладагент в экспериментальной физике, позволяющий использовать сверхнизкие температуры в научных исследованиях (например, при изучении электрической сверхпроводимости). Благодаря тому, что гелий очень плохо растворим в крови, его используют как составную часть искусственного воздуха, подаваемого для дыхания водолазам. Замена азота на гелий предотвращает кессонную болезнь (при вдыхании обычного воздуха азот под повышенным давлением растворяется в крови, а затем выделяется из нее в виде пузырьков, закупоривающих мелкие сосуды).

9.БРОМ

К открытию брома привели исследования французского химика А. Балара, который в 1825 году, действуя хлором на водный раствор, полученный после промывания золы морских водорослей, выделил темно-бурую дурно пахнущую жидкость. Эту жидкость, полученную также из морской воды, он назвал муридом (от лат. Muria - соляной раствор, рассол) и послал сообщение о своем открытии в Парижскую академию наук. Комиссия, созданная для проверки этого сообщения, не приняла название Балара и назвала новый элемент бромом. Открытие брома сделало молодого и мало кому известного ученого знаменитым. После появления статьи Балара оказалось, что склянки с аналогичным веществом ждали исследования у немецких химиков К. Левига и Ю. Либиха. Бром - довольно редкий в земной коре элемент. Его содержание в ней оценивается в 0,37·10-4% (примерно 50-е место). Химически бром высоко активен и поэтому в свободном виде в природе не встречается. Входит в состав большого числа различных соединений. Собственные минералы брома - бромаргирит (бромид серебра AgBr) и эмболит (хлорид и бромид серебра) - чрезвычайно редки. Источником брома служат воды горьких озер, соляные рассолы, сопутствующие нефти и различным соляным месторождениям, и морская вода (65·10–4%), более богато бромом Мертвое море. В настоящее время бром обычно извлекают из вод некоторых горьких озер, одно из которых расположено в нашей стране в Кулундинской степи (Алтай). При обычных условиях бром - тяжелая (плотность 3,1055 г/см3) красно-бурая густая жидкость с резким запахом. Бром относится к числу простых веществ, жидких при обычных условиях. Температура плавления брома –7,25°C, температура кипения +59,2°C. В свободном виде существует в виде двухатомных молекул Br2. Заметная диссоциация молекул на атомы наблюдается при температуре 800°C и быстро возрастает при дальнейшем росте температуры. Бром немного, но лучше других галогенов растворим в воде (3,58 г в 100 г воды при 20°C). В бромной воде протекает реакция с образованием бромоводородной кислоты. Бром применяют при получении ряда неорганических и органических веществ, в аналитической химии. Соединения брома используют в качестве топливных добавок, пестицидов, ингибиторов горения, а также в фотографии. Широко известны содержащие бром лекарственные препараты. Успокаивающее действие бромистых препаратов основано на их способности усиливать процессы торможения в центральной нервной системе. При работе с бромом следует пользоваться защитной спецодеждой, противогазом, перчатками. ПДК паров брома 0,5 мг/м3. Уже при содержании брома в воздухе в концентрации около 0,001% (по объему) наблюдается раздражение слизистых оболочек, головокружение, а при более высоких концентрациях - спазмы дыхательных путей, удушье. При попадании в организм токсическая доза составляет 3 г, летальная- от 35 г. Из-за высокой химической активности и ядовитости как паров брома, так и жидкого брома его следует хранить в стеклянной, плотно укупоренной толстостенной посуде.

Склянки с бромом располагают в емкостях с песком, который предохраняет склянки от разрушения при встряхивании.

Из-за высокой плотности брома склянки с ним ни в коем случае нельзя брать только за горло.

Для нейтрализации пролитого брома поверхность с ним надо немедленно покрыть кашицей из влажной соды Na2CO3.

10. ФОСФОР

(лат. — Phosphopus). Первым в свободном состоянии фосфор получил в 1669 гамбургский алхимик Х. Бранд (есть сведения, что аналогичное по свойствам вещество было получено еще в 12 веке арабским алхимиком Бехилем). В поисках философского камня он прокалил в закрытом сосуде сухой остаток от выпаривания мочи с речным песком и древесным углем. После прокаливания сосуд c реагентами начал светиться в темноте белым светом (это светился фосфор, восстановленный из его соединений, содержащихся в моче). В 1680 светящийся в темноте фосфор (от греческого «фосфорос»- светоносный) получил англичанин Р. Бойль. В последующие годы было установлено, что фосфор содержится не только в моче, но и в тканях головного мозга, в костях скелета. Наиболее простой метод получения фосфора прокаливанием костяной золы с углем был предложен в 1771 К. Шееле. Элементарную природу фосфора установил в конце 18 века А. Л. Лавуазье. Содержание в земной коре 0,105% по массе, что значительно превосходит содержание, например, азота. В морской воде 0,07 мг/л. В свободном виде в природе фосфор не встречается, но он входит в состав 200 различных минералов. Фосфор входит в состав всех живых организмов. Элементарный фосфор существует в нескольких аллотропных модификациях, главные из которых: белая (фосфор III), красная (фосфор II) и черная (фосфор I). Белый фосфор - воскообразное, прозрачное вещество, с характерным запахом. Состоит из тетраэдрических молекул Р4, которые могут свободно вращаться. Белый фосфор обладает кубической кристаллической решеткой молекулярного типа. Плотность 1,828 кг/дм3. Температура плавления 44,14°C, температура кипения 287°C. Существует две формы белого фосфора: a-модификация, с кубической кристаллической решеткой, при –76,9°C переходит в b-модификацию, кристаллическая решетка которой не установлена и отсутствует свободное вращение молекул Р4. Диэлектрик. Растворяется в этиловом спирте, бензоле, сероуглероде CS2. Нагревая белый фосфор без доступа воздуха при 250-300°C получают красный фосфор. Примеси натрия, йода и селена и УФ-лучи ускоряют переход одной модификации в другую. Красный фосфор аморфен, имеет цвет от алого до темно-коричневого и фиолетового. Существует несколько кристаллических форм с различными свойствами. Кристаллический красный фосфор (фосфор Гитторфа) получают, охлаждая насыщенный при температуре 600°C раствор красного фосфора в расплавленном свинце. Он обладает моноклинной решеткой. Плотность красного фосфора 2,0-2,4 кг/дм3. Диэлектрик. При нагревании красный фосфор испаряется в виде молекул Р4, конденсация которых приводит к образованию белого фосфора. При нагревании белого фосфора до 200-220°C под давлением 1,2 ГПа образуется кристаллический черный фосфор. Решетка построена из волокнистых слоев с пирамидальным расположением атомов. Наиболее устойчивая разновидность черного фосфора имеет орторомбическую решетку. Плотность черного фосфора 2,702 кг/дм3. Внешне похож на графит; полупроводник, диамагнитен. При нагревании до 560-580°C превращается в красный фосфор. Черный фосфор малоактивен, с трудом воспламеняется. Наиболее активен белый фосфор. Он окисляется на воздухе.

При горении фосфора в избытке кислорода получается P2O5, который образует димеры Р4О10 и тетрамеры Р8О20. При недостатке кислорода получается P2O3. Самовоспламеняется на воздухе за счет выделяющейся при окислении теплоты.

Красный фосфор на воздухе окисляется медленно, не самовоспламеняется. Черный фосфор на воздухе не окисляется. Белый фосфор используется при изготовлении фосфорной кислоты Н3РО4 (для получения пищевых фосфатов и синтетических моющих средств). Применяется при изготовлении зажигательных и дымовых снарядов, бомб. Красный фосфор используют в изготовлении минеральных удобрений, спичечном производстве. Фосфор применяется в производстве сплавов цветных металлов как раскислитель, служит легирующей добавкой. Используется в производстве магнитомягких сплавов, при получении полупроводниковых фосфидов. Соединения фосфора служат исходными веществами для производства медикаментов. Фосфор присутствует в живых клетках в виде орто- и пирофосфорной кислот, входит в состав нуклеотидов, нуклеиновых кислот, фосфопротеидов, фосфолипидов, коферментов, ферментов. Кости человека состоят из гидроксилапатита 3Са3(РО4)3·СаF2. В состав зубной эмали входит фторапатит. Основную роль в превращениях соединений фосфора в организме человека и животных играет печень. Обмен фосфорных соединений регулируется гормонами и витамином D. Суточная потребность человека в фосфоре 1-2 г. При недостатке фосфора в организме развиваются различные заболевания костей. Соединения фосфора токсичны. Смертельная доза белого фосфора — 50-150 мг. Попадая на кожу, белый фосфор дает тяжелые ожоги. Боевые отравляющие вещества зарин, зоман, табун являются соединениями фосфора. Острые отравления фосфором проявляются жжением во рту и желудке, головной болью, слабостью, рвотой. Через 2-3 суток развивается желтуха. Для хронических форм характерны нарушение кальциевого обмена, поражение сердечнососудистой и нервной систем. Первая помощь при остром отравлении — промывание желудка, слабительное, очистительные клизмы, внутривенно растворы глюкозы. При ожогах кожи обработать пораженные участки растворами медного купороса или соды. ПДК паров фосфора в воздухе 0,03 мг/м3. Пыль красного фосфора, попадая в легкие, вызывает пневмонию.

ИСПОЛЬЗУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1.Бенеш П., Пумпр В., Свободова М., Мансуров Г. Н. 111 вопросов по химии.

2.Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия 7-11.

3.Большая энциклопедия Кирилла и Мефодия.