

**Методические разработки для студентов, обучающихся по
направлению 020400 «Биология»
при изучении дисциплины
«Химия (общая, неорганическая, органическая)».**

Направление подготовки
020400 Биология

Профиль подготовки
Биохимия и Генетика

Факультет
Медико-биологический

Раздел 2. Неорганическая химия

Авторы-составители:
Зав. кафедрой химии, д.х.н.,
профессор Брель А.К.
доцент кафедры химии,
к. х. н. Лисина С.В.

СОДЕРЖАНИЕ

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ №1. Тема: Химия биогенных элементов. Теория Вернадского.	3
ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ №2. Тема: S-элементы и их биологическая роль.	12
ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ №3. Тема: P-элементы и их биологическая роль.	19
ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 4 Тема: d-Элементы.	34
ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 5 Тема: Итоговая работа №3.....	47

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ №1.

Тема: Химия биогенных элементов. Теория Вернадского.

Учебно-целевые задачи: Ознакомиться и усвоить с общие правила ТБ при работе с кислотами, щелочами и другими реагентами. Ознакомиться с теорией Вернадского и биогенными элементами. Изучить классификацию биогенных элементов и их биологическую роль.

Вопросы к занятию:

1. Общие правила техники безопасности при работе в химической лаборатории
2. Распространенность химических элементов в земной коре. Теория Вернадского. Понятие о ноосфере.
3. Органогены, депо элементов в организме человека, микроэлементозы.
4. Избыток и недостаток элементов в организме человека.
5. Эндемические заболевания

Общие правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

1. Работать одному в лаборатории категорически запрещается, так как в ситуации несчастного случая некому будет оказать помощь пострадавшему и ликвидировать последствия аварии.
2. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности, так как поспешность и небрежность часто приводят к несчастным случаям с тяжелыми последствиями.
3. Каждый работающий должен знать, где находятся в лаборатории средства противопожарной защиты и аптечка, содержащая все необходимое для оказания первой помощи.
4. Категорически запрещается в лаборатории курить, принимать пищу, пить воду.
5. Нельзя приступать к работе, пока студенты не усвоят всей техники ее выполнения.
6. Опыты нужно проводить только в чистой химической посуде. После окончания эксперимента посуду сразу же следует мыть.
7. В процессе работы необходимо соблюдать чистоту и аккуратность, следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук, так как многие вещества вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.
8. Никакие вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.
9. На любой посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки с указанием названия веществ.
11. Сосуды с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой снизу поддерживать за дно.

11. Категорически запрещается затягивать ртом в пипетки жидкие вещества и растворы.

12. Во время нагревания жидких и твердых веществ в пробирках и колбах нельзя направлять их отверстия на себя и соседей. Нельзя также заглядывать сверху в открыто нагреваемые сосуды во избежание возможного поражения при выбросе горячей массы.

13. После окончания работы необходимо выключить газ, воду, электроэнергию.

14. Категорически запрещается выливать в раковины концентрированные растворы кислот и щелочей, а также различные органические растворители, сильно пахнущие и огнеопасные вещества. Все эти отходы нужно сливать в специальные бутылки.

15. В каждой лаборатории обязательно должны быть защитные маски, очки.

16. В каждом помещении лаборатории необходимо иметь средства противопожарной защиты: ящик с просеянным песком и совком для него, противопожарное одеяло (асбестовое или толстое войлочное), заряженные огнетушители.

17. В доступном месте в лаборатории должен быть «Уголок техники безопасности», где необходимо разместить конкретные инструкции по методам безопасности работы и правила поведения в химическом кабинете.

19. При работе в лаборатории необходимо применять индивидуальные средства защиты, а также соблюдать правила личной гигиены

1. Распространенность элементов в земной коре. Теория А.М. Вернадского

Распространенность химических элементов в земной коре различно. Сравнительно небольшое число элементов составляют земную кору. Около 50% массы земной коры приходится на кислород, более 25% – на кремний. Восемнадцать элементов – O, Si, Al, Fe, Ca, K, Na, Mg, H, Ti, C, Cl, P, S, N, F, Ba – составляют 99,8% массы земной коры. На долю всех остальных элементов приходится лишь 0,2%. Живые организмы принимают активное участие в перераспределении элементов. По Вернадскому часть земной оболочки, занятой растительными и животными организмами и переработанная ими и космическими излучениями и приспособленная к жизни, называют биосферой. Он так же отмечал, что особую роль в биосфере играют биологические круговороты, где важнейшим процессом является фотосинтез, осуществляемый растительностью планеты, которая оказывает влияние на все компоненты природного комплекса биосферы - атмосферу, гидросферу, почву, животный мир. Научное и практическое значение Вернадского как основателя учения о биосфере состоит в том, что он впервые глубоко обосновал единство человека и биосферы. Согласно современным представлениям, биосфера - это своеобразная оболочка Земли, содержащая всю совокупность живых организмов и ту часть вещества планеты, которая находится в непрерывном обмене с этими организмами.

Биосфера охватывает нижнюю часть атмосферы, гидросферу и верхние горизонты литосферы. Продукты жизнедеятельности живых существ относятся к весьма подвижным веществам, которые перемещаются в пространстве далеко за пределы обитания организмов. Поэтому естественно, что распределение живых организмов более ограничено в пространстве, чем вся биосфера в целом. Возникновение жизни и биосферы представляют собой проблему современного естествознания. Постепенное развитие живого вещества в пределах биосферы, к переходу ее в ноосферу (от греческого "ноос" - разум). Под ноосферой понимают сферу взаимодействия природы и общества. Ноосфера ("ноос" - по-гречески означает разум, дух.) - новое эмоциональное состояние биосферы, при котором разумная деятельность человека становится решающим фактором ее развития. Для ноосферы характерно взаимодействие человека и природы: связь законов природы с законами мышления и социально-экономическими законами.

Исследование химического состава земной коры, почвы морской воды, растений, животных, человека показали, что в живых организмах можно обнаружить почти все те же элементы, которые есть в земной коре и морской воде, однако основу живых систем составляют только 6 элементов: С, Н, О, N, P, S – органогены, эти элементы составляют 97,4% . органогеном №1 является – углерод. Вообще, элементы, необходимые для построения и жизнедеятельности различных клеток и организмов называют – биогенными.

Существуют различные классификации химических элементов, содержащихся в организме.

Так советский ученый В.И. Вернадский в зависимости от массовой доли элемента в живых системах делил их на 3 группы:

1 макроэлементы – их в организме более 10-2%. К ним относят Н, О, С, N, P, S, Ca, Na, Mg, K, Cl. Их главная функция состоит в построении тканей и поддержании гомеостаза.

2 микроэлементы – это элементы, содержание которых в организме находится в пределах от 10-3 до 10-5%. К ним относятся I, Cu, As, F, Br, Sr, Ba, Co.

ультрамикроэлементы – их содержание в организме ниже 10-5%. Это: Hg, Au, U, Th, Ra.

Другой ученый – В. В. Ковальский, исходя из значимости для жизнедеятельности, подразделил химические элементы на 3 группы:

1 жизненно необходимые (незаменимые) элементы. Они постоянно находятся в организме человека, входят в состав ферментов, витаминов, гормонов: Н, О, Ca, K, P, N, Na, S, Mg, Cl, C, I, Mn, Cu, Co, Fe, Zn, Mo, V. В последнее время сюда включают еще Ni, Se. Их дефицит приводит к нарушению нормальной жизнедеятельности человека.

2 примесные элементы, которые постоянно содержатся в организме человека и животных, но биологическая роль их малояснена или неизвестна: Ga, Sb, Sr, Br, F, B, Be, Li, Si, Sn, Cs, Al, Ba, Ge, As, Rb, Pb, Ra, Bi, Cd, Cr, Ni, Ti, Ag, Th, Hg, U.

3 примесные элементы, обнаруженные в организме, но данные о количестве и биороли отсутствуют: Sc, Tl, In, La, Pr, Sm, Ir, Re, Tb.

Точно перечислить биогенные элементы невозможно, из-за сложности определения их концентрации и биороли.

Организм человека состоит на 60% из воды, 34% приходится на органические вещества и 6% – на неорганические. Основными компонентами органических веществ являются углерод, водород, кислород, в их состав входят также азот, фосфор и сера. В неорганических веществах организма человека обязательно присутствуют 22 химических элемента: Ca, P, O, Na, Mg, S, B, Cl, K, V, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Mo, Cr, Si, I, F, Se. Например, если вес человека составляет 70 кг, то в нем содержится (в граммах): кальция – 1700, калия – 250, натрия – 70, магния – 42, железа – 5, цинка – 3.

Органы человека по-разному концентрируют в себе различные элементы. Большинство микроэлементов накапливаются в печени, костной и мышечной тканях. Так, например, Zn – концентрируется в поджелудочной железе, I – в щитовидной железе, F – в эмали зубов, Al, As, V – накапливаются в волосах и ногтях, Hg, Cd, Mo, – в почках, Sn – в тканях кишечника, Sr – в предстательной железе, костной ткани и т.д. В организме микроэлементы находятся как в связанном, так и в свободном состоянии (в тканях).

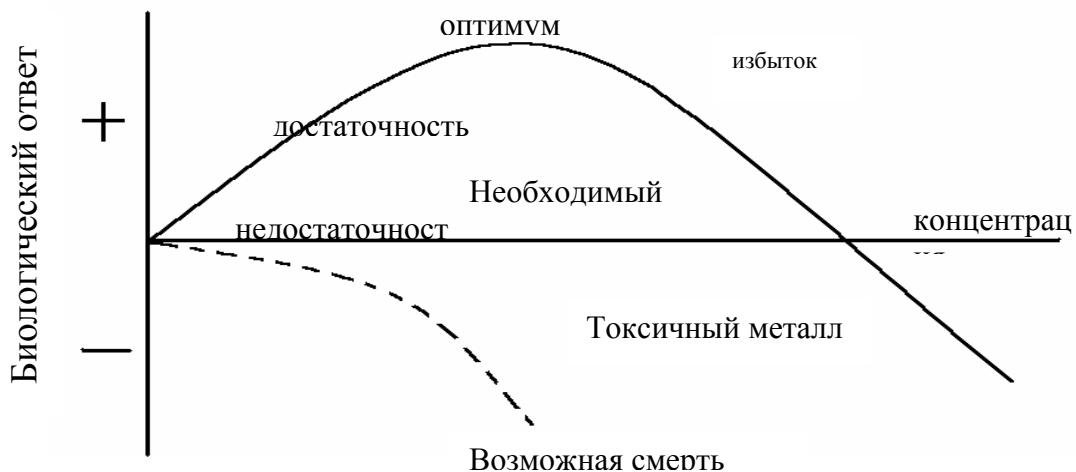
Существуют 5 типов веществ, в том числе и ионов металлов, в зависимости от их поведения в живых системах.

Необходимое для организма человека считают вещество, при недостатке которого в организме возникают функциональные нарушения, устраняемые путем введения в организм этого вещества.

Необходимость – свойство, зависящее от организма, и ее следует отличать от стимуляции. Известно много примеров, когда в качестве стимуляторов выступают как необходимые, так и не необходимые ионы металлов. Некоторые металлы и ионы металлов при определении концентрации являются инертными, безвредными и не оказывают никакого воздействия на организм. Поэтому, инертные металлы Ta, Pt, Ag, Au – часто используют в качестве хирургических имплантантов. Многие ионы металлов могут служить терапевтическими агентами; известно использование соединений ртути против паразитов, карбоксилатов цинка – против бактерий, вызывающих заболевание "ноги атлета", лития – при маниакальной депрессии при высоких концентрациях большинство металлов становятся токсичными, причиняют вред организму, иногда – необратимый, что ведет к функциональным нарушениям, деформациям, смерти. В зависимости от концентрации и времени контакта металл может действовать по одному из пяти указанных типов (в одном и том же организме).

На рисунке 1.1 дано представление о биологическом ответе тканей организма на увеличение концентрации ионов металла, поступающего в достаточном количестве, например с пищей

Рисунок 1.1



Сплошная кривая указывает на медленный положительный ответ с увеличением концентрации, начиная с нулевой отметки (предполагается, что поступающее необходимое вещество насыщает места своего связывания и не вступает ни в какие иные взаимодействия, которые на самом деле вполне возможны). Эта сплошная кривая описывает оптимальный уровень, охватывающий широкий интервал концентраций для многих ионов металлов. Положительный эффект увеличения концентраций иона металла проходит через максимум и начинает падать до отрицательных величин: биологический ответ организма становится негативным, а металл переходит в разряд токсичных веществ.

Штриховая линия на рисунке 1.1 демонстрирует биологический ответ организма на совершенно вредное вещество, не проявляющее эффектов необходимого или стимулирующего. Эта кривая идет с некоторым запаздыванием, которое свидетельствует о том, что живой организм способен "мириться" с небольшим количеством токсичного вещества (пороговая концентрация) до тех пор, пока не станет преобладать его токсическое действие. На рис.1, конечно, представлена некая обобщающая картина: каждое вещество имеет свою собственную специфическую кривую в координатах "биологический ответ – концентрация".

Кривую на рисунке 1.1 можно трактовать так: все должно быть в меру и очень мало и очень много вредно. Обычные микроэлементы, когда их концентрация в организме превышает биотическую концентрацию, проявляют токсическое действие на организм. Токсичные элементы при очень малых концентрациях не оказывают вредного воздействия на растения и животных. Например, мышьяк при микроконцентрациях оказывает биостимулирующее действие. Следовательно, нет токсичных элементов, а есть токсичные дозы. Таким образом, малые дозы элемента - лекарство, большие дозы - яд. «Все есть яд, и ничто не лишено ядовитости, одна лишь доза делает яд незаметным» - Парацельс. Например, недостаток в организме железа приводит к анемии, так как оно входит в состав гемоглобина крови, а

точнее, его составной части – гема. У взрослого человека в крови содержится около 2,6 г железа. В процессе жизнедеятельности в организме происходят постоянный распад и синтез гемоглобина. Для восполнения железа, потерянного с распадом гемоглобина, человеку необходимо суточное поступление в организм с пищей в среднем около 12 мг этого элемента. Связь анемии с недостатком железа была известна врачам давно, так как еще в XVII веке в некоторых европейских странах при малокровии прописывали настой железных опилок в красном вине. Однако избыток железа в организме тоже вреден. С ним связан сидероз глаз и легких – заболевания, вызываемые отложением соединений железа в тканях этих органов. Главный регулятор содержания железа в крови – печень.

Недостаток в организме меди приводит к деструкции кровеносных сосудов, патологическому росту костей, дефектам в соединительных тканях. Кроме того, считают, что дефицит меди служит одной из причин раковых заболеваний. В некоторых случаях поражение легких раком у людей пожилого возраста врачи связывают с возрастным снижением содержания меди в организме. Однако избыток меди в организме приводит к нарушению психики и параличу некоторых органов (болезнь Вильсона). Человеку причиняют вред лишь относительно большие количества соединений меди. В малых дозах их используют в медицине как вяжущее и бактериостатное (задерживающее рост и размножение бактерий) средство. Так, например, сульфат меди (II) применяют при лечении конъюнктивитов в виде глазных капель (25%-ный раствор), а также для прижиганий при трахоме в виде глазных карандашей (сплав сульфата меди(II), нитрата калия, квасцов и камфоры). При ожогах кожи фосфором проводят ее обильное смачивание 5%-ным раствором сульфата меди (II).

Организм животных поддерживает концентрацию веществ в оптимальном интервале посредством комплекса физиологических процессов, называемого гомеостазом. Концентрация всех без исключения необходимых ионов металлов находится под строгим контролем гомеостаза; детальный механизм гомеостаза для многих ионов металлов остается сферой современных исследований.

В ответ на постороннее вмешательство живой организм обладает определенными механизмами детоксикации, который служит для ограничения или даже устранения токсичного вещества.

Изучение специфических механизмов детоксикации в отношении ионов металлов находится на ранней стадии. Иные металлы переходят в организме в менее вредные формы следующими путями:

образование нерастворимых комплексов в кишечном тракте
транспорт металла кровью в другие ткани, где он может быть иммобилизован (так, например, Pb^{2+} в костях); превращение печенью и почками в менее токсичную или более свободную форму. Так в ответ на действие токсичных ионов Cd^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} и других печень и почки человека увеличивают синтез металлотионинов – белков невысокой молекулярной массы, в составе

которых примерно 1/3 (из 61) аминокислотных остатков является цистеин. Высокое содержание и хорошее взаимное расположение сульфгидрильных SH – групп обеспечивают возможность прочного связывания ионов металлов.

Механизмы, согласно которым ионы металлов становятся токсичными, в общем легко представить, но трудно точно указать для кого-то одного конкретного металла. Ионы металла стабилизируют и активизируют многие белки; по-видимому, для действия 1/3 всех ферментов требуются ионы металлов. Конкуренцию между необходимыми токсичными ионами металлов за обладание местами связывания в белках несложно себе представить. Многие белковые макромолекулы имеют свободные сульфгидрильные группы, способные вступать во взаимоотношения с ионами токсичных металлов, таких, как: Cd^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} ; широко распространено мнение, что именно эта реакция является путем для проявления токсичности перечисленных ионов металлов. Тем не менее точно не установлено, какие именно белковые молекулы наносят наиболее серьезный ущерб живому организму. Токсичные ионы металлов распределяются между многими тканями, и нет никакой гарантии в том, что наибольший урон имеет место там, где данного иона металла больше всего. Это, например, показано для ионов Pb^{2+} : будучи более чем на 90% (от своего количества в организме) иммобилизованным в костях, они остаются токсичными за счет 10,0% , распределенных в иных тканях организма. И, действительно, иммобилизацию ионов Pb^{2+} в костях можно рассматривать как механизм детоксикации.

Токсичность иона металла обычно не связана с его необходимостью для организма. Однако для токсичности и необходимости имеется одна общая черта: как правило, существует взаимозависимость ионов металлов друг от друга, равно как и между ионами металлов и неметаллов, в общем вкладе в эффективность их действия. Доступность же необходимых ионов металлов зависит от их взаимодействия с потребляемой пищей; простая же адекватность диеты этому положению не удовлетворяет. Так, например, железо из овощей абсорбируется плохо из-за присутствия в них комплексообразующих лигандов, а избыток ионов Zn^{2+} может ингибировать адсорбцию Cu^{2+} . Сходным образом, токсичность Cd^{2+} проявляется ярче в системе с недостаточностью по Zn^{2+} , а токсичность Pb^{2+} усугубляется недостаточностью по Ca^{2+} .

Условно элементы можно разделить на токсичные и нетоксичные. Токсичные элементы – химические элементы, оказывающие отрицательное влияние на живые организмы, которое проявляется только при достижении некоторой концентрации, определяемой природой организма. Потенциально опасные металлы, наличие которых даже в следовых количествах подвергает риску отравления: Li (I), Be (II), Al (III), V (V), Cr (III), Mn (II), Te (II), Co (II), Ni (II), Cu (II), Zn (II), Sr (II), Mo (VI), Ag (I), Cd (II), Sn (IV), Sb (III), Cs (I), Hg (II), Pb (II), U (VI), Pu (III).

Существует мнение, что основная причина токсического действия этих элементов связана с блокированием определенных функциональных групп (в частности сульфгидрильных протеина) или же вытеснением из некоторых ферментов ионов металлов, например Cu, Zn. Особой токсичностью и распространенностью отличаются Hg, Pb, Be, Cu, Cd, Cr, Ni, которые конкурируют в процессе комплексообразования с биометаллами и могут их вытеснять из биокомплексов. Токсичность элемента определяется его природой, дозой и молекулярной формой в составе которой находится элемент.

Перечень неорганических компонентов пищи, необходимых для растений и животных содержит 23 элемента: N, S, Se, P, As, Si, F, Cl, I, Na, Mg, Ca, B, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Mo, Sb.

4. Эндемические заболевания

Зоны, в пределах которых животные и растения характеризуются определенным химическим элементным составом, называют биогеохимическими провинциями. Биогеохимические провинции - это территории различных размеров в составе субрегионов биосферы с постоянными характерными реакциями организмов (например эндемические заболевания). Эндемические заболевания - заболевания и синдромы, в этиологии которых главную роль играет недостаток биогенных (эссенциальных) элементов или избыток как биогенных, так и токсических микроэлементов, а также их дисбаланс, в том числе аномальные соотношения микро- и макроэлементов.

При недостатке железа в организме развивается анемия, так как оно входит в состав гемоглобина крови. Суточное поступление в организм этого элемента должно быть 12 мг. Однако, избыток железа вызывает сидероз глаз и легких, что связано с отложением соединений железа в тканях этих органов на Урале. В Армении в почвах повышенное содержание молибдена, поэтому 37% населения страдает подагрой. Недостаток в организме меди приводит к деструкции кровеносных сосудов, патологическому росту костей, дефектам в соединительной ткани. Кроме того, дефицит меди способствует раковым заболеваниям у людей пожилого возраста. Избыток меди в организме (гипермикроэлементоз) приводит к нарушению психики и параличу некоторых органов (болезнь Вильсона). Дефицит меди вызывает заболевание мозга у детей (синдром Мениеса), так как в мозге не хватает цитохромоксидазы. На Урале дефицит в пище йода – от недостатка йода развивается «базедова болезнь». В Забайкалье, Китае, Корее население поражается деформирующими артрозами (уровская болезнь). Особенность болезни – размягчение и искривление костей. Почвы этих территорий имеют повышенное содержание Sr, Ba, и пониженное - концентрации Co, Ca, Cu. Установлено существование корреляции между пониженным содержанием Ca и повышенным содержанием Sr, аналога кальция, который более химически активный. Поэтому нарушается Ca- Sr обмен в костной ткани при уровской болезни. Происходит внутреннее перераспределение элементов, кальций вытесняется стронцием. В результате развивается стронциевый

рахит. Замена одних элементов другими обусловлено близостью их физико-химических характеристик (радиус иона, энергия ионизации, координационное число), разностью их концентраций и химической активности. Натрий замещается литием, калий-рубидием, барием, молибден-ванадием. Барий имея одинаковый радиус с калием, конкурирует в биохимических процессах. В результате такой взаимозамещаемости развивается гипокалиемия. Ионы бария, проникая в костные ткани, вызывают эндемическое заболевание – Па-пинг.

2. Лабораторная работа: «Химические основы применения неорганических соединений»

Опыт 1. Антисептические свойства.

1.1 *Натрия гидрокарбонат* (Natrii hydrocarbonas, Natrium hydrocarbonicum). Капните каплю водного раствора натрия гидрокарбоната на индикаторную бумагу. Отметьте значение pH. Объясните результат и подтвердите его химической реакцией.

1.2 *Магния перекись* (Magnesii peroxydum, Magnesium peroxydatum). В пробирку поместите лопаточку перекиси магния и добавьте 3-5 капель разбавленной соляной (серной) кислоты. Что наблюдаете?

1.3 *Водорода перекись* (Hydrogenii peroxydi) Налейте в пробирку 1 мл перекиси водорода, опустите в горячую воду. Объясните происходящее явление. Напишите уравнение реакции.

1.4 *Натрия тетраборат* (Natrii tetraboras, Natrium tetraboricum). В пробирку поместите 1 лопаточку буры, растворите в необходимом количестве дистиллированной воды. С помощью индикаторной бумаги определите pH. Затем несколько капель приготовленного раствора добавьте к раствору белка. Что наблюдаете? Объясните происходящее.

1.5 *Кислота борная* (Acidum boricum). Несколько кристалликов борной кислоты растворите в дистиллированной воде и добавьте каплю раствора белка. Объясните происходящее.

1.6 *Свинца ацетат*. В пробирку поместите 2 капли раствора белка, затем добавьте 1 каплю раствора соли Pb^{2+} . Наблюдайте образование альбумината.

Опыт 2. Антацидные свойства.

Приготовьте 7 пробирок. Поместите в них по лопаточке следующих веществ: 1ая и 2ая пробирки – натрия гидрокарбоната (Natrii hydrocarbonas, Natrium hydrocarbonicum), 3я и 4я – магния оксида (Magnesia usta, Magnesii oxydum), 5я и 6я – кальция карбоната и в 7ю – алюминия гидроокиси (Aluminii hydroxydum, Aluminium hydroxydatum). В 1, 3, 5 – добавьте 3 капли раствора уксусной кислоты, в 2, 4, 6 и 7 – 3 капли раствора соляной кислоты до растворения веществ в каждом случае. Встряхните пробирки. В 7ю дополнительно внесите 1 каплю фосфорной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций, протекающих в пробирках.

Опыт 3. Антипаразитарные свойства.

Смешайте 8%-ый раствор соляной кислоты с тиосульфатом натрия (Natrii thiosulfas, Natrium hydrosulfurosus). Наблюдайте образование серы.

Опыт 4. Применение соединений s- и p-элементов ПС Д.И.Менделеева при отравлениях ионами токсичных металлов.

4.1 *Натрия хлорид*. 1. К 2-3 каплям раствора хлорида натрия прибавляют 2-3 капли раствора нитрата серебра. Выпадает белый творожистый осадок.

4.2 *Натрия тиосульфат*. Возьмите в пробирку 2-3 капли раствора соли свинца и прибавьте к нему 2-3 капли раствора тиосульфата натрия. Наблюдайте помутнение раствора. Объясните наблюдаемое.

Опыт 5. Компоненты в смесях стоматологических цементах и композиций.

В две пробирки поместите по 1 мл раствора фосфорной кислоты. В первую пробирку добавьте несколько кристалликов оксида магния, а в другую – оксида алюминия. Что наблюдаете?

Опыт 6. Диагностические средства.

Поместите в пробирку 1-2 капли раствора соли бария и добавьте к нему 2-3 капли 1 M раствора H_2SO_4 . Проверьте растворимость бария сульфата (Barii sulfas, Barium sulfuricum) в соляной кислоте, уксусной кислоте и молочной кислоте.

Опыт 7. Адсорбенты и детоксиканты. Адсорбционные свойства угля.

В пробирку до 1/2 объема налейте светло-розовый раствор фуксина. Добавьте немного активированного угля (Carbon activatus). Плотно закройте пальцем и энергично встряхивайте в течение 2-3 мин. Дайте раствору отстояться и, если нужно, отфильтруйте. Отметьте изменение окраски раствора.

Объясните действие неорганических препаратов в каждом опыте. На чем основано то или иное действие препарата?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ №2.

Тема: S-элементы и их биологическая роль.

Учебно-целевые задачи: Изучить свойства s-элементов IA, IIA групп ПСЭ и их соединений. Ознакомиться с биологической ролью элементов IA, IIA групп, а также с фармакопейными препаратами, содержащими эти элементы

Вопросы к занятию:

1. Общая характеристика элементов IA группы на основе их электронной структуры, их характерные степени окисления.
2. Физические свойства элементов IA, IIA групп.
3. Химические свойства элементов IA, IIA групп: отношение к воде, к кислотам, щелочам, неметаллам.
4. Свойства основных соединений: оксидов, гидридов, гидроксидов, солей.
5. Биологическая роль элементов IA, IIA групп.

6. Лекарственные препараты, содержащие щелочные и щелочноземельные металлы и магний.
7. Что представляет собой по составу:
- а) сода кристаллическая;
 - б) сода кальцинированная;
 - в) сода питьевая;
 - г) сода каустическая.
8. Укажите поведение в растворе следующих солей и определите реакцию водных растворов: хлорида магния, нитрата магния, хлорида кальция, хлорида бария, сульфата магния.

Общая характеристика элементов IA, IIA группы на основе их электронной структуры, их характерные степени окисления.

В IA группу входят литий, натрий, калий, рубидий и цезий. Эти элементы называют щелочными элементами. В эту же группу входит искусственно полученный малоизученный радиоактивный (неустойчивый) элемент франций. Иногда в IA группу включают и водород. Таким образом, в эту группу входят элементы каждого из 7 периодов.

Во IIA группу входят бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий. Последние четыре элемента имеют групповое название – щелочноземельные элементы.

В земной коре наиболее распространены четыре из этих тринадцати элементов: Na ($w = 2,63\%$), K ($w = 2,41\%$), Mg ($w = 1,95\%$) и Ca ($w = 3,38\%$). Остальные встречаются значительно реже, а франций вообще не встречается.

Орбитальные радиусы атомов этих элементов (кроме водорода) изменяются от 1,04 Å (у бериллия) до 2,52 Å (у цезия), то есть у всех атомов превышают 1 ангстрем. Это приводит к тому, что все эти элементы представляют собой элементы, образующие истинные металлы, а бериллий – элемент, образующий амфотерный металл. Общая валентная электронная формула элементов IA группы – ns^1 , а элементов IIA группы – ns^2 .

Большие размеры атомов и незначительное число валентных электронов приводят к тому, что атомы этих элементов (кроме бериллия) склонны отдавать свои валентные электроны. Наиболее легко отдают свои валентные электроны атомы элементов IA группы, при этом из атомов щелочных элементов образуются однозарядные катионы, а из атомов щелочноземельных элементов и магния – двухзарядные катионы. Степени окисления в соединениях у щелочных элементов +1, а у элементов IIA группы +2.

Простые вещества, образуемые атомами этих элементов, – металлы. Литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций называют щелочными металлами, так как их гидроксиды представляют собой щелочи. Кальций, стронций и барий называют щелочноземельными металлами. Химическая

активность этих веществ увеличивается по мере увеличения атомного радиуса.

Физические свойства элементов IA, IIA групп.

Элементы IA группы – щелочные металлы Свойства простых веществ Li Na K Rb Cs

Тепло – и электропроводны, т.к. электроны подвижны и способны переносить тепло и направленно двигаться под действием электрического напряжения. Пластичны, т.к. электроны подвижны и поэтому при ударе слои атомов – ионов в металле смещаются, как бы скользят без разрыва связей. Кроме этих физических свойств, для каждого металла характерна своя температура плавления, температура кипения, плотность и твердость. Щелочные металлы мягки (режутся ножом), температуры кипения и плавления уменьшаются от Li к Cs. Так цезий плавится на ладони руки. Плотность же возрастает от Li к Cs. (Только есть отступление от этого правила – плотность натрия больше, чем у калия). Li, Na и K легче воды.

Продукт горения в O₂ Li₂O Na₂O₂ KO₂ RbO₂ CsO₂

Радиус атома кислорода равен 75 пм, а иона O²⁻ составляет 132 пм. Соотношение размеров благоприятствует образованию пероксидов и надпероксидов щелочных металлов.

Металлические литий, натрий и калий **получают** электролизом расплава солей (хлоридов), а рубидий и цезий – восстановлением в вакууме при нагревании их хлоридов кальцием:

$2 \text{NaCl} = 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$ электролиз в расплаве или с ртутным катодом

$2 \text{CsCl} + \text{Ca} = 2 \text{Cs} + \text{CaCl}_2$

В небольших масштабах используется также вакуум-термическое получение натрия и калия:

$2 \text{NaCl} + \text{CaC}_2 = 2 \text{Na} + \text{CaCl}_2 + 2 \text{C}$

$4 \text{KCl} + 4 \text{CaO} + \text{Si} = 4 \text{K} + 2 \text{CaCl}_2 + \text{Ca}_2\text{SiO}_4$

Активные щелочные металлы выделяются в вакуум-термических процессах благодаря своей высокой летучести (их пары удаляются из зоны реакции).

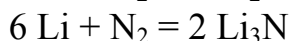
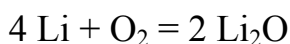
Элементы IIA группы Свойства простых веществ Be Mg Ca Sr Ba

Бериллий и магний широко используют в сплавах. Бериллиевые бронзы – упругие сплавы меди с 0,5-3% бериллия; в авиационных сплавах (плотность 1,8) содержится 85-90% магния (“электрон”).

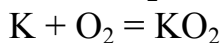
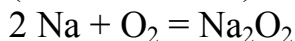
Химические свойства элементов IA, IIA групп: отношение к воде, к кислотам, щелочам, неметаллам.

Из химических свойств этих металлов наиболее важны их восстановительные свойства. Щелочные металлы – сильнейшие восстановители. Металлы элементов IIA группы также довольно сильные восстановители.

На воздухе литий активно реагирует не только с кислородом, но и с азотом и покрывается пленкой, состоящей из Li₃N (до 75%) и Li₂O.



Остальные щелочные металлы образуют пероксиды (Na_2O_2) и надпероксиды (K_2O_4 или KO_2).



Щелочные металлы реагируют при нагревании с водородом, образуя гидриды:



Гидрид и алюмогидрид лития используются как сильные восстановители.

Гидроксиды щелочных металлов ($2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$) разъедают стеклянную и фарфоровую посуду, их нельзя нагревать и в кварцевой посуде: $\text{SiO}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Гидроксиды натрия и калия не отщепляют воду при нагревании вплоть до температур их кипения (более 1300°C).

Некоторые соединения натрия называют **содами**:

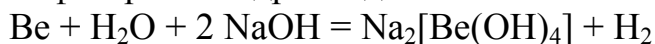
а) кальцинированная сода, безводная сода, бельевая сода или просто сода – карбонат натрия Na_2CO_3 ;

б) кристаллическая сода – кристаллогидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

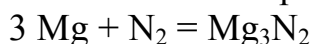
в) двууглекислая или питьевая – гидрокарбонат натрия NaHCO_3 ;

г) гидроксид натрия NaOH называют каустической содой или каустиком (от греческого $\kappa\alpha\upsilon\sigma\tau\iota\kappa\omicron\varsigma$ – каустикос – жгучий, едкий).

Бериллий отличается от остальных металлов IIА группы – не реагирует с водородом и водой, зато растворяется в щелочах, поскольку образует амфотерный гидроксид:



Магний активно реагирует с азотом:



$\text{Be}(\text{OH})_2$ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{Sr}(\text{OH})_2$ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – малорастворимые соединения.

Традиционная техническая проблема – **жесткость воды**, связанная с наличием в ней ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} . Из гидрокарбонатов и сульфатов на стенках нагревательных котлов и труб с горячей водой оседают карбонаты магния и кальция и сульфат кальция. Особенно мешают они работе лабораторных дистилляторов.



Биологическая роль элементов IA, IIА групп.

Содержание в живом организме и биологическое действие

Во внеклеточной жидкости содержится в 5 раз больше ионов натрия, чем внутри клеток. Изотонический раствор (“физиологический раствор”) содержит 0,9% хлорида натрия, его применяют для инъекций, промывания ран и глаз и т.п. Гипертонические растворы (3-10% хлорида натрия) используют как примочки при лечении гнойных ран (“вытягивание” гноя).

98% ионов калия в организме находится внутри клеток и только 2% во внеклеточной жидкости. В день человеку нужно 2,5-5 г калия. В 100 г кураги до 2 г калия. В 100 г жареной картошки – до 0,5 г калия. Во внутриклеточных ферментативных реакциях АТФ и АДФ участвуют в виде магниевых комплексов. Бериллий образует гораздо более прочные комплексы с производными фосфорной кислоты, чем магний, поэтому соли бериллия ядовиты. Ежедневно человеку требуется 300-400 мг магния. Он попадает в организм с хлебом (90 мг магния на 100 г хлеба), крупой (в 100 г овсяной крупы до 115 мг магния), орехами (до 230 мг магния на 100 г орехов). Кроме построения костей и зубов на основе гидроксилатапата $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, катионы кальция активно участвуют в свертывании крови, передаче нервных импульсов, сокращении мышц.

В сутки взрослому человеку нужно потреблять около 1 г кальция. В 100 г твердых сыров содержится 750 мг кальция; в 100 г молока – 120 мг кальция; в 100 г капусты – до 50 мг.

Лекарственные препараты, содержащие щелочные и щелочноземельные металлы и магний.

Растворы хлорида натрия

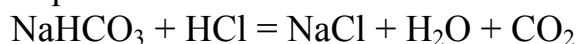
NaCl 0.85–0.9 % - физиологический раствор

NaCl 3–5–10 % - гипертонический раствор – наружно в виде примочек и компрессов при лечении гнойных заболеваний.

NaCl 2–5 % - для промывания желудка при отравлении солями серебра

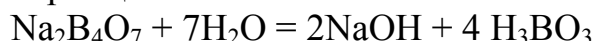
Гидрокарбонат натрия (пищевая сода) NaHCO_3 – белый кристаллический порошок:

=при повышенной кислотности желудочного сока



=В качестве антисептика: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3$

Натрия тетраборат (бура) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – антисептик для полосканий, спринцеваний и смазываний



Натрия сульфат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль) - слабительное

Калия хлорид KCl – при калиевом истощении

Калия йодид KI – для профилактики и лечения гипотиреоза

При лечении некоторых психических заболеваний ионы K^+ и Na^+ заменяют на ионы Li^+ . Концентрация Li^+ в плазме должна контролироваться во избежание отрицательного эффекта.

Соединения Be ядовиты. Избыток ведет к бериллозу – заболевание лёгких.

MgO – антацид $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, а также входит в состав пломбирочных материалов

MgO (85%)• MgO_2 (15%) – “магния пероксид” – при расстройствах ЖКТ.

$\text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{MgCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – белая магнезия- антацид

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – горькая соль – в зависимости от дозы оказывает успокаивающее, слабительное действие, а также снижает артериальное давление.

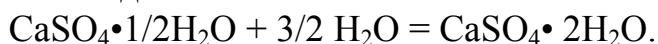
$2MgSiO_3 \cdot Mg(HSiO_3)_2$ – тальк

$CaCl_2$ – при отравлениях солями магния (II), а также оксалат и фторид ионами:



$CaCO_3$ – антацид

$CaSO_4 \cdot 1/2H_2O$ – жженный гипс – гипсовые повязка и слепки. При взаимодействии с водой «схватывается»



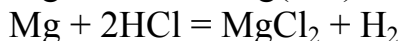
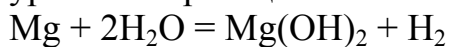
Ba – токсичен. $BaSO_4$ – исследования желудка

^{89}Sr и ^{90}Sr – лучевая терапия

Лабораторная работа «s-Элементы»

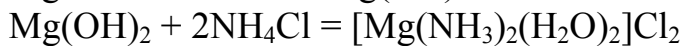
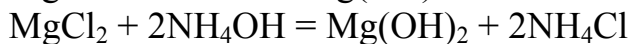
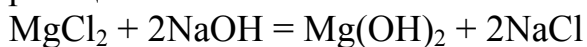
Опыт 1. Восстановительные свойства магния.

Поверхность небольших кусочков металлического магния очистите наждачной бумагой. Часть магния положите в пробирку с водой и подогрейте. На вторую часть магния подействуйте разбавленной соляной кислотой. Наблюдайте за происходящими изменениями и напишите уравнения реакций.



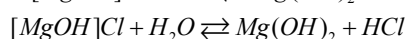
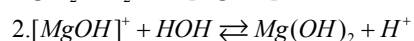
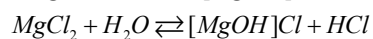
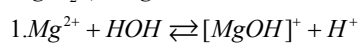
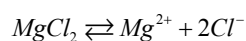
Опыт 2. Получение гидроксида магния.

Налейте в две пробирки 2-3 мл раствора едкого натрия, в другую – раствора аммиака. Добавьте в пробирки раствор $MgCl_2$. Отметьте цвет образующегося гидроксида магния и его количества в обеих пробирках. К осадкам прилейте раствор хлористого аммония до их растворения. Объясните происходящее явление. Напишите уравнения всех произведенных реакций.



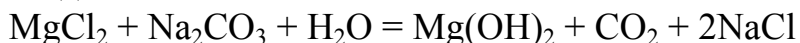
Опыт 3. Гидролиз солей магния.

а) раствор соли магния испытайте красной и синей лакмусовой бумажкой. Напишите уравнения реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах. Какой вывод можно сделать о силе гидроксида магния как основания?



$$pH < 7$$

б) к раствору хлористого магния прилейте раствор соды. Наблюдайте образование белого осадка соли и напишите уравнения реакции. Добавьте в пробирку раствора хлористого аммония. Дайте объяснение растворимости осадка.

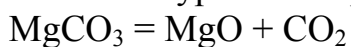


Опыт 4. Термическая диссоциация карбоната магния.

В тугоплавкую пробирку поместите немного углекислого магния и плотно закройте пробкой с длинной газоотводной трубкой, конец которой опустите до дна высокого химического стакана. Нагрейте пробирку.

Испытайте выделяющийся газ, опуская в стакан горящую лучину.

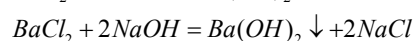
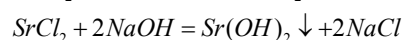
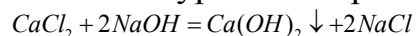
К остатку от прокаливания после охлаждения пробирки прилейте небольшое количество воды и несколько капель раствора фенолфталеина. Наблюдайте появление окраски, свидетельствующей об образовании гидроксида магния и напишите уравнение реакции.



Опыт 5. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов.

К растворам хлоридов кальция, стронция и бария, взятым в отдельных пробирках прилейте разбавленный раствор едкого натрия, не содержащий примеси карбоната.

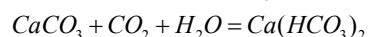
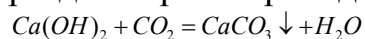
Обратите внимание на количество выпавшего осадка в каждой пробирке и напишите уравнения реакции.



Повторите опыт, взяв вместо едкого натра разбавленный раствор аммиака, не содержащий примеси карбоната. Сравните результаты с предыдущим опытом и дайте объяснения.

Опыт 6. Получение карбоната и бикарбоната кальция.

Налейте в пробирку немного известковой воды и столько же дистиллированной воды. Пропустите из аппарата Киппа CO_2 со скоростью, позволяющей вести счет пузырьков газа. Наблюдайте выпадение и последующее растворение образовавшегося осадка. Напишите уравнение реакций. Как из образовавшегося в растворе гидрокарбоната кальция выделить двумя методами осадок карбоната кальция? Прделайте эти опыты, разделив раствор на две порции. Составьте уравнения реакций.

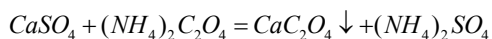
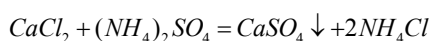


Опыт 7. Сравнение растворимости сульфата и оксалата кальция.

К раствору хлорида кальция прибавьте разбавленный раствор сульфата аммония до прекращения образования осадка сульфата кальция.

Отфильтруйте жидкость от осадков. К фильтрату прибавьте немного раствора щавелевокислого аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Наблюдайте помутнение жидкости в пробирке вследствие выделения оксалата кальция. Напишите уравнение реакции и дайте объяснение.

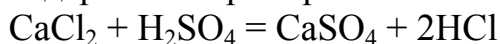


Оксалат кальция менее растворимая соль, чем сульфат кальция – происходит процесс замещения более растворимого сульфата на менее растворимый оксалат: $PP_{CaSO_4} > PP_{CaC_2O_4}$

Крайне малой растворимостью щавелевокислого кальция пользуются для открытия следов кальция.

Опыт 8. Образование гипса.

Налейте в пробирку немного насыщенного на холоду раствора хлористого кальция. Прибавьте равный объем 50%-ной серной кислоты. Наблюдайте выпадение кристалликов гипса, их количество так велико, что содержание пробирки почти нацело затвердевает.



Опыт 9. Термическая диссоциация карбоната кальция.

Проведите термическую диссоциацию карбоната кальция по методике, описанной в опыте 4.



$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ (сильное основание – ф/ф окрашивается в малиновый цвет)

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ №3.

Тема: Р-элементы и их биологическая роль.

Учебно-целевые задачи: Изучить свойства р-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп и их соединений. Ознакомиться с биологической ролью элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп, а также с лекарственными препаратами, содержащими эти элементы.

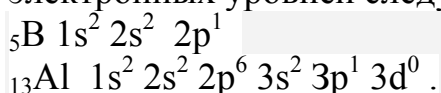
Вопросы к занятию:

1. Общая характеристика р-элементов на основе их электронной структуры, их характерные степени окисления.
2. Физические свойства р-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп.
3. Химические свойства р-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп и их соединений.
4. Биологическая роль р-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп.
5. Применение р-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп и их соединений. Лекарственные препараты, содержащие р-элементы IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп. Применение этих соединений в фармации.
6. Приведите графическое изображение мета- и ортоборной кислот. Составьте уравнения реакций их получения.
7. Напишите графическую формулу простейшего борана (диборана).
8. Составьте уравнения гидролиза карбоната калия, карбоната аммония. В каком случае гидролиз идет до конца?
9. К каким заболеваниям может привести отравление CO_2 ? Для чего применяют сжиженный CO_2 ?

10. На чем основано применение NaHCO_3 и CaCO_3 в качестве антацидных средств?
11. Какая химическая реакция лежит в основе токсического действия иона Pb^{2+} ?
12. Каким характерным свойством отличается азотная кислота от других кислот? Все ли нитраты одинаково разлагаются при нагревании? Приведите примеры.
13. Какие орбитали атома азота принимают участие в образовании химической связи с другими элементами в соединениях NH_3 и NH_4Cl ? На чем основано применение аммония хлорида в качестве мочегонного средства? Какой из оксидов азота находит применение в качестве наркоза?
14. Что такое «Царская водка»?
15. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли.

Общая характеристика p-элементов на основе их электронной структуры, их характерные степени окисления.

Максимальная емкость внешнего электронного слоя у p-элементов равна восьми электронам. Атомы элементов на внешнем энергетическом уровне имеют от трех до восьми электронов. Причем два из них находятся на s-подуровне, а остальные валентные электроны (от одного до шести) на p-подуровне внешнего энергетического уровня. Следует отметить, что у p-элементов (элементов главных подгрупп) количество электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы. Кроме этого, следует указать, что только часть p-элементов являются металлами. Так, в группе III A находятся типические элементы (бор, алюминий), строение их внешних электронных уровней следующее:



Как видно, строение внешних электронных оболочек одинаково — число валентных электронов у бора и алюминия равно трем. Казалось бы, эти элементы должны проявлять металлические свойства. Однако, как известно, бор относится к неметаллам, а алюминии — к металлам. Характер изменения свойств в группах элементов определяется в основном изменением радиусов атомов. Наряду с этим, необходимо учитывать, что при переходе в группе от одного периода к другому свойства элементов меняются настолько резко, что объяснить это одним лишь изменением радиуса атома нельзя. Кроме того, у элемента алюминия за счет большого количества электронов по сравнению с бором появляется сильный эффект экранирования. Это приводит к ослаблению связи между внешними электронами и ядром, в результате потенциал ионизации атома уменьшается. Поэтому у алюминия металлические свойства проявляются значительно сильнее, чем у бора. Это имеет место в каждой группе — от III A до VII A, за исключением VIII A группы.

Для многих р-элементов характерны не только положительные, но и отрицательные степени окисления. Положительные степени окисления характерны для соединений, в которых атомы р-элементов связаны с атомами более электроотрицательных элементов. Максимальная положительная степень окисления всех р-элементов, кроме кислорода, фтора и тех благородных газов, соединения которых неизвестны, равна номеру группы: у элементов группы бора - +3, группы углерода +4, группы азота - +5, у серы и нижележащих в этой группе элементов +6, у галогенов, за исключением фтора, +7.

Отрицательные степени окисления не очень характерны для элементов IIIA группы. Для элементов IVA-VIIA групп минимальная отрицательная степень окисления равна разности: 8 - номер группы. Для элементов четных групп более характерны четные степени окисления, а для нечетных - нечетные.

Восстановительные свойства р-элементов в группе сверху вниз усиливаются, а окислительные ослабевают. Окислителями и восстановителями являются соединения, в которых элементы находятся в неустойчивых степенях окисления и в ходе реакции переходят в более устойчивые. Так, для элементов IVA подгруппы стабильность степени окисления +2 увеличивается с ростом порядкового номера. Если Ge^{+2} – сильный восстановитель, то Pb^{+4} – энергичный окислитель.

В семействе р-элементов пять элементов (C, O, N, P, S) относятся к органогенам, которые, как указывалось выше, составляют основу живых систем.

Биологические свойства химических элементов, как известно, зависят от местоположения их в периодической системе Д.И. Менделеева, т.е. от физических и химических свойств элементов. Знание последних позволяет судить о влиянии тех или иных химических элементов на биологические процессы. Так, биологическая роль р-элементов III A группы обусловлена их способностью образовывать комплексные соединения с биолигандами. Элементы IV A группы, в частности углерод, являющийся органогеном №1, характеризуется ярко выраженной способностью образовывать прочные ковалентные связи, а так же лабильные связи, легко подвергающиеся гомолизу, гетеролизу.

Азот и фосфор-элементы V A группы, являются также органогенами. Они выполняют важные биохимические функции. Азот и фосфор являются незаменимыми элементами в растительном и животном мире.

Элементы VI A группы, особенно кислород и сера, как органогены, а также селен, как важный биологический элемент, участвуют в биохимических процессах. Элементы VII A группы в живом организме находятся в виде ионов, однако им присуще свойство образовывать комплексные соединения с ионами металлов в качестве лигандов. Как в ионном, так и в комплексном состояниях биологическая роль этих элементов весьма значима для живых организмов.

Количественное содержание в живых организмах р-элементов зависит от их физико-химических свойств.

Например, углерод (начало IV А группы), азот, фосфор (начало V А группы), кислород, сера (начало VI А группы) содержатся в организме человека в значительно больших количествах, по сравнению с элементами, которые заканчивают IV А, V А, VI А группы. К ним относятся свинец, висмут, полоний.

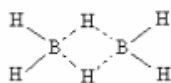
Физические свойства р-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп.

К р-элементам относятся непереходные металлы и большинство неметаллов. Р-элементы имеют различные свойства, как физические, так и механические. Р-неметаллы – это высокореакционные, как правило, вещества, имеющие сильную электроотрицательность, Р-металлы – умеренно активные металлы, причём их активность повышается к низ

Некоторые химические свойства р-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп и их соединений.

Бор – типичный неметалл

Элементарный бор существует в кристаллической и аморфной формах. Кристаллический бор – полупроводник; с повышением температуры его электропроводность возрастает, в отличие от металлов. Бор образует с водородом ряд летучих соединений – боранов, при комнатной температуре диборан B_2H_6 и тетраборан B_4H_{10} газообразны, более тяжелые – жидкости, самовоспламеняющиеся на воздухе. У боранов очень высокая теплота сгорания (у B_2H_6 выделяется 2025 кДж/моль, а у C_2H_6 – всего лишь 1425 кДж/моль). Поэтому все они и их производные испытаны в качестве ракетных топлив. Основные препятствия для такого применения – самовоспламеняемость и очень высокая токсичность. Уникальная особенность строения боранов – многоцентровые связи. Водород в них формально двухвалентный, а бор в пента- и декаборане – пятивалентный, хотя у него, как элемента второго периода, есть только 4 орбитали (1s и 3p).



Структурная формула диборана

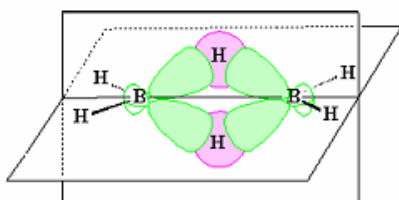
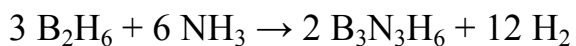


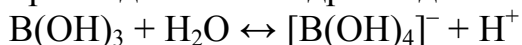
Схема распределения электронов по орбиталям в трехцентровых связях диборана [1]

Соединения бора с азотом (1:1) оказываются аналогами углерода. Вещество состава BN (нитрид бора) существует в двух модификациях: “белый графит” и “боразон” или “эльбор”, по твердости равный алмазу. Совершенно

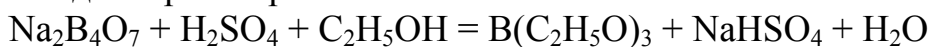
одинаковы и соответствующие кристаллические решетки веществ, только у нитрида бора каждые два атома углерода заменены парой атомов азота и бора. Боразон сохраняет свою твердость при температуре до 2000⁰С, алмаз на воздухе сгорает при 800⁰С. Особенно интересными оказались свойства соединения В₃N₃H₆ (температура плавления -560, кипения +550С). Вещество, названное боразолом, – электронный и химический аналог бензола.



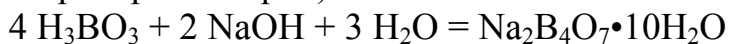
Гидроксид бора (борная кислота) проявляет свойства слабой кислоты ($K = 6 \cdot 10^{-10}$), причем не из-за отщепления протонов, а благодаря присоединению гидроксида:



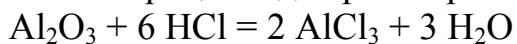
Борная кислота легко образует эфиры со спиртами, причем с диолами – даже в водных растворах.



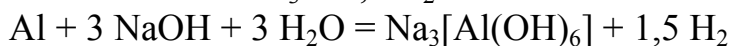
Наиболее широко применяется натриевая соль – бура (декагидрат тетрабората натрия):



Алюминий. Промышленный способ получения алюминия электролизом расплава разработан независимо американцем Ч.М.Холлом и французом П.Эру. Металлический алюминий используют для тонких отражающих покрытий (оптические зеркала, теплоизолирующие полимерные пленки), в пленочных и электролитических конденсаторах, в качестве важнейшего компонента твердых ракетных топлив (до 20%), для электрических проводов, как конструкционный материал, прежде всего в авиации. Работающий на околоземной орбите телескоп-рефлектор “Хаббл” массой более 12 т использует главное стеклянное зеркало диаметром 2,4 м, покрытое слоем алюминия толщиной $7 \cdot 10^{-6}$ см (70 нм), с защитным слоем фторида магния толщиной 25 нм. Металлический индий также используют для производства зеркал. На воздухе алюминий быстро покрывается пленкой оксида толщиной 10^{-5} мм, предохраняющей его от дальнейшего окисления. Однако в кислых и щелочных водных растворах, не содержащих кислорода, алюминий реагирует с водой как весьма активный металл. Кислота или щелочь нужна в начале процесса для растворения оксидной пленки:



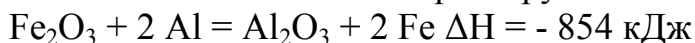
Далее алюминий реагирует с кислотой и щелочью как амфотерный металл и с водой – как активный металл (стандартный потенциал -1,66 В):



Эту особенность нужно учитывать при использовании алюминия для получения водорода – обычно реакция начинается не сразу, но не прекращается и при израсходовании кислоты или щелочи в растворе,

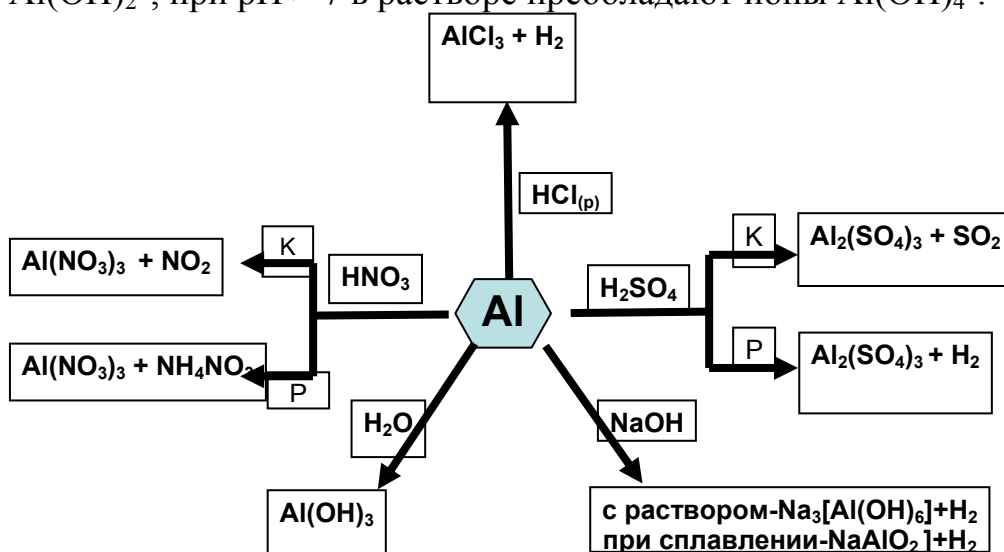
реакционный сосуд разогревается, жидкость вспенивается из-за образования объемистого осадка гидроксида.

Благодаря высокой энтальпии образования оксида Al_2O_3 (-1676 кДж/моль) металлический алюминий реагирует с оксидами многих металлов, например:

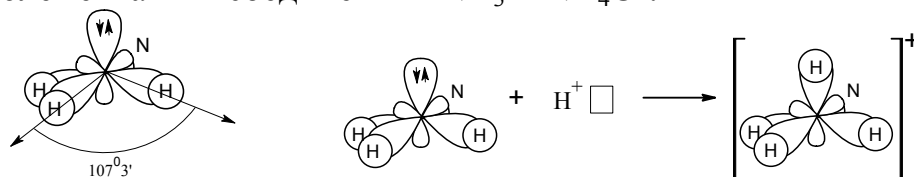


Методом алюмотермии производят хром, ванадий, марганец, другие металлы.

В парах и органических растворителях хлориды, бромиды и иодиды алюминия существуют в виде димеров с мостиковыми галогенами (см. выше диборан). Одно из распространенных соединений алюминия – боксит $Al(OH)_3$. Растворимость его является функцией pH. При значениях $pH < 4,5$ в растворе преобладают ионы Al^{3+} , при $pH 5-6$ в растворе преобладают ионы $Al(OH)_2^+$, при $pH > 7$ в растворе преобладают ионы $Al(OH)_4^-$.



Аммиак, его строение и свойства. Какие орбитали атома азота принимают участие в образовании химической связи с другими элементами в соединениях NH_3 и NH_4Cl ?



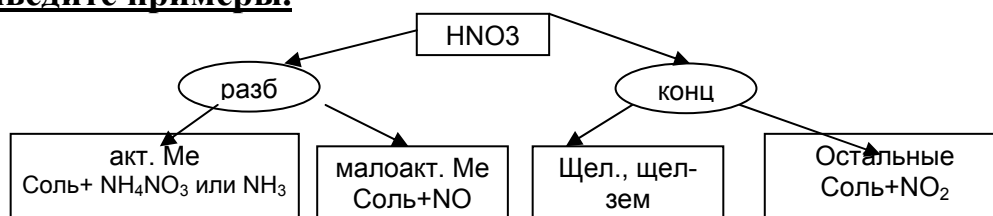
На чем основано применение аммония хлорида в качестве мочегонного средства? Действие связано с превращениями катионов (ион аммония в печени превращается в мочевины, ион кальция осаждается в кишечнике в форме фосфата или карбоната, ионы хлора в избытке оказываются в плазме крови и экскретируются почками вместе с натрием).

Каковы предполагаемые причины токсического действия аммиака на мозг?

По физиологическому действию на организм относится к группе веществ удушающего и нейротропного действия, способных при ингаляционном поражении вызвать токсический отёк лёгких и тяжёлое поражение нервной системы. Аммиак обладает как местным, так и резорбтивным действием. Пары аммиака сильно раздражают слизистые оболочки глаз и органов дыхания, а также кожные покровы. Это мы и воспринимаем как резкий запах.

Пары аммиака вызывают обильное слезотечение, боль в глазах, химический ожог конъюнктивы и роговицы, потерю зрения, приступы кашля, покраснение и зуд кожи. При соприкосновении сжиженного аммиака и его растворов с кожей возникает жжение, возможен химический ожог с пузырями, изъязвлениями. Кроме того, сжиженный аммиак при испарении поглощает тепло, и при соприкосновении с кожей возникает обморожение различной степени. Запах аммиака ощущается при концентрации 37 мг/м^3 . Предельно допустимая концентрация в воздухе рабочей зоны производственного помещения составляет 20 мг/м^3 . Следовательно, если чувствуется запах аммиака, то работать без средств защиты уже опасно. Раздражение зева проявляется при содержании аммиака в воздухе 280 мг/м^3 , глаз — 490 мг/м^3 . При действии в очень высоких концентрациях аммиак вызывает поражение кожи: $7\text{--}14 \text{ г/м}^3$ — эритематозный, 21 г/м^3 и более — буллезный дерматит. Токсический отёк лёгких развивается при воздействии аммиака в течение часа с концентрацией $1,5 \text{ г/м}^3$. Кратковременное воздействие аммиака в концентрации $3,5 \text{ г/м}^3$ и более быстро приводит к развитию общетоксических эффектов. Предельно допустимая концентрация аммиака в атмосферном воздухе населённых пунктов равна: среднесуточная $0,04 \text{ мг/м}^3$; максимальная разовая $0,2 \text{ мг/м}^3$. В мире максимальная концентрация аммиака в атмосфере (больше 1 миллиграмма на кубический метр) наблюдается на Индо-Гангской равнине, в Центральной долине США и в Южно-Казахстанской области

Каким характерным свойством отличается азотная кислота от других кислот? Все ли нитраты одинаково разлагаются при нагревании? Приведите примеры.



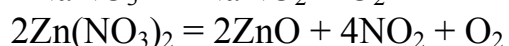
Азотная кислота - сильный окислитель. В отличие от кислот-неокислителей, она окисляет металлы без выделения водорода (недавно показано, что магний все же вытесняет небольшие количества водорода). В зависимости от концентрации азотной кислоты и свойств, реагирующих с ней веществ, температуры, образуются разные продукты восстановления.

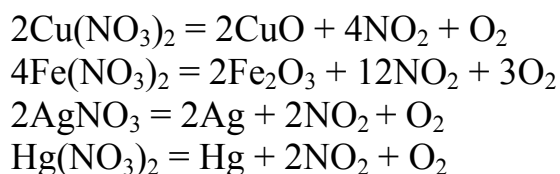
Скипидар, тырса загораются в азотной кислоте (качественная реакция)

Нитраты хорошо растворимы воде.

Нитраты при нагревании легко разлагаются: а) нитраты металлов, стоящих в электрохимическом ряду левее магния - с образованием нитритов и кислорода, б) нитраты, металлов, стоящих в ряду от Mg до Cu

включительно - с образованием оксида металла, диоксида азота и кислорода в) металлов стоящих после меди - с образованием чистого металла, диоксида азота и кислорода.

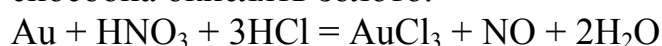




Какой из оксидов азота находит применение в качестве наркоза? NO (веселящий газ) в смеси с кислородом.

«Царская водка» образуется при смешивании 3 объемов концентрированной соляной и 1 объема концентрированной азотной кислоты. $\text{HNO}_3 + 3\text{HCl} = \text{NOCl} + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Царская водка сильный окислитель (за счет нитрозилхлорида) и способна окислять золото.



Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли.

+1	HClO Хлорноватистая (гипохлориты)	HBrO Бромноватистая (гипобромиты)	HOI Иодноватистая (гипоидиты)
+3	HClO_2 Хлористая (хлориты)		
+5	HClO_3 Хлорноватая (хлораты)	HBrO_3 Бромноватая (броматы)	HIO_3 Иодноватая (иодаты)
+7	HClO_4 Хлорная (перхлораты)	HBrO_4 Бромная (перброматы)	H_5IO_6 Иодная (периодаты)

Биологическая роль p-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп.

Элементы IIIA группы – микроэлементы и ультрамикроэлементы: концентрация бора и алюминия в человеке не превышает $10^{-5}\%$, а галлия, индия и таллия – еще меньше. При этом алюминий – самый распространенный металл в земной коре (8,13% по массе). Алюминий способствует эпителизации кожи и костных тканей, активизирует ряд пищеварительных ферментов. В ферментативных процессах Al^{3+} может замещать Mg^{2+} и Ca^{2+} . Избыток алюминия тормозит синтез гемоглобина. Суточная потребность в алюминии взрослого человека 30-50 мг. Общее содержание алюминия в суточном смешанном рационе составляет 80 мг. В повседневной жизни мы получаем его в основном из хлебопродуктов. Чай может содержать алюминия от 20 до 200 раз больше, чем вода, на которой он приготовлен. К источникам алюминия относятся вода, атмосферный воздух, лекарственные препараты, алюминиевая посуда (есть данные, что после термической обработки в такой посуде содержание алюминия в пище возрастает), дезодоранты и пр. С водой поступает не более 5 – 8% от суммарно поступающего в организм человека количества алюминия. Совместный комитет экспертов ФАО/ВОЗ по пищевым добавкам установил величину переносимого суточного потребления (ПСП) на уровне 1 мг/кг веса. То есть суточное потребление алюминия взрослым человеком может

достигать 60-90 мг, хотя на практике редко превышает 35-49 мг и сильно зависит от индивидуальных особенностей организма и режима питания.

Метаболизм алюминия у человека изучен недостаточно, однако известно, что неорганический алюминий плохо всасывается и большая часть его выводится с мочой. Алюминий обладает низкой токсичностью для лабораторных животных. Тем не менее, отдельные исследования показывают, что токсичность алюминия проявляется во влиянии на обмен веществ, в особенности минеральный, на функцию нервной системы, в способности действовать непосредственно на клетки – их размножение и рост. Избыток солей алюминия снижает задержку кальция в организме, уменьшает адсорбцию фосфора, одновременно в 10-20 раз увеличивается содержание алюминия в костях, печени, семенниках, мозге и в параситовидной железе. К важнейшим клиническим проявлениям нейротоксического действия относят нарушение двигательной активности, судороги, снижение или потерю памяти, психопатические реакции. В некоторых исследованиях алюминий связывают с поражениями мозга, характерными для болезни Альцгеймера (в волосах больных наблюдается повышенное содержание алюминия). Однако имеющиеся на данный момент у Всемирной Организации Здравоохранения эпидемиологические и физиологические данные не подтверждают гипотезу о причинной роли алюминия в развитии болезни Альцгеймера. Поэтому ВОЗ не устанавливает величины концентрации алюминия по медицинским показателям, но в то же время наличие в питьевой воде до 0.2 мг/л алюминия обеспечивает компромисс между практикой применения солей алюминия в качестве коагулянтов и органолептическими параметрами питьевой воды.

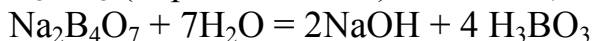
Какая химическая реакция лежит в основе токсического действия иона Pb^{2+} ?

В природную среду свинец попадает в основном из-за использования этилированного бензина, хотя официально его использование запрещено. Соединения свинца (особенно растворимые) являются очень токсичными. Связано это с тем, что ионы свинца Pb^{2+} блокируют гидросульфидные группы в органических молекулах, в частности в молекулах белков и ферментов. Поэтому свинец и другие тяжелые металлы аналогичные по действию относят к категории "тиоловых" ядов. Другой механизм токсического действия свинца обусловлен способностью ионов Pb^{2+} конкурировать с эссенциальными металлами, происходит их "вытеснение" из органических комплексов. По этому механизму протекает дезактивация участвующих в синтезе гема ферментов карбоангидразы и аминолевулинатдегидрогеназы в результате замены содержащегося в них иона Zn^{2+} на ион Pb^{2+} . Но и этим не ограничиваются возможности токсического действия свинца. Ионы свинца активируют фермент гемокиназу разлагающий гемоглобин. Понятно, что в организме происходит дефицит гемоглобина и возникает анемия.

Применение p-элементов IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп и их соединений. Лекарственные препараты, содержащие p-элементы IIIA, IVA, VA, VI, VIIA (галогены) групп.

Соединения бора ядовиты. Избыток ведет к энтериту – угнетение активности адреналина.

H_3BO_3 (борная кислота) и $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (бура) – антисептики.



NaBO_2 (натрия метаборат) + $\text{Al}(\text{OH})_3$ (алюминия гидроксид) – входят в состав стоматологических паст-клеев.

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (алюмокалиевые квасцы) и $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ (жженые квасцы) – вяжущее действие. Квасцы применяют для полосканий, промываний и примочек при воспалительных заболеваниях слизистых оболочек и кожи. Кроме того, эти препараты применяют как кровоостанавливающее средство при порезах. Жженые квасцы – в качестве присыпок при потливости ног

$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ (8% раствор - Бурова жидкость, алюминия ацетат) – вяжущее.

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (белая глина, каолин) – в стоматологии: цементы для временных пломб.

Соединения Ga, In и, в особенности, Tl ядовиты.

Применение NaHCO_3 и CaCO_3 в качестве антацидных средств основано на реакции $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$

Отравление CO_2 приводит к кислородному голоданию, удушью. Однако, в повседневной практике углекислый газ используется достаточно широко. Например, газированная вода с добавками ароматных эссенций – прекрасный освежающий напиток. В пищевой промышленности диоксид углерода используется и как консервант — он обозначается на упаковке под кодом E290, а также в качестве разрыхлителя теста.

Углекислотными огнетушителями пользуются при пожарах. Биохимики нашли, что «удобрение» воздуха углекислым газом весьма эффективное средство для увеличения урожайности различных культур. Пожалуй, такое удобрение имеет единственный, но существенный недостаток: применять его можно только в оранжереях. На заводах, производящих диоксид углерода, сжиженный газ расфасовывают в стальные баллоны и отправляют потребителям.

«Сухой лед» широко используется для сохранения пищевых продуктов и перед обычным льдом имеет значительные преимущества: во-первых, «хладопроизводительность» его вдвое выше на единицу веса; во-вторых, он испаряется без остатка.

Углекислый газ используется в качестве активной среды при сварке проволокой, так как при температуре дуги углекислота разлагается на угарный газ CO и кислород, который, в свою очередь, и входит во взаимодействие с жидким металлом, окисляя его.

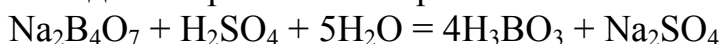
Углекислота в баллончиках применяется в пневматическом оружии и в качестве источника энергии для двигателей в авиамоделировании.

Лабораторная работа «p-Элементы IIIA, VIA, VA, групп ПСЭ»

1. Элементы IIIA группы

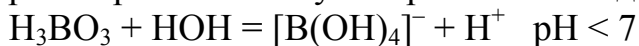
Опыт 1. Получение борной кислоты из буры.

В пробирку с 5-6 каплями насыщенного горячего раствора буры внесите 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Отметьте быстрое выпадение кристаллов борной кислоты после охлаждения.



Опыт 2. Свойства борной кислоты.

В пробирке с 5-6 каплями воды растворите при слабом нагревании несколько кристалликов борной кислоты и прибавьте 2-3 капли универсального индикатора. Отметьте цвет раствора. Определите pH раствора по шкале универсального индикатора.



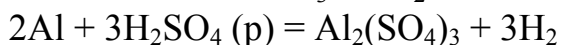
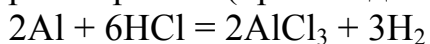
Опыт 3. Получение и горение борно-этилового эфира.

В тигелек внесите 3-4 кристаллика буры, 2-3 капли концентрированной серной кислоты и 5-6 капель этилового спирта. Размешайте смесь стеклянной палочкой, подожгите выделяющийся борно-этиловый эфир. Отметьте окраску пламени. Объясните назначение концентрированной серной кислоты.



Опыт 4. Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами.

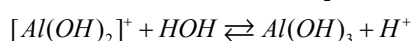
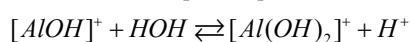
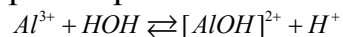
В три конические пробирки налейте по 5 капель разбавленных (1н) растворов кислот - соляной, серной и азотной - и опустите в них по кусочку алюминия одинакового размера. В какой из кислот более энергично протекает реакция? Изучите взаимодействие алюминия с концентрированными растворами этих кислот, а также с раствором щелочи. Отметьте, что в концентрированных азотной и серной кислотах алюминий не растворяется (происходит пассивация металла).



Растворение в щелочи приводит к образованию гидроксоли. Запишите уравнения реакций.

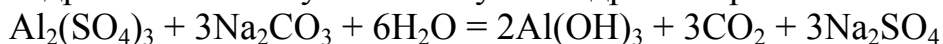
Опыт 5. Гидролиз солей алюминия.

В пробирку внесите 2-3 капли раствора сульфата алюминия, добавьте 2 капли универсального индикатора. По цвету раствора определите pH раствора соли алюминия. Напишите полное уравнение гидролиза.



pH < 7

В другую пробирку поместите 4-6 капель раствора соли алюминия и добавьте столько же раствора карбоната натрия. Что образуется в результате гидролиза? Почему в этом случае гидролиз протекает необратимо?



2. Элементы IV А группы

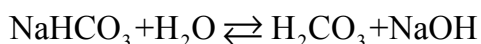
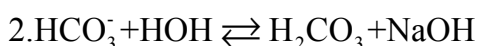
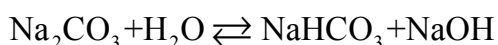
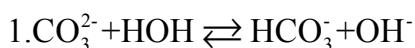
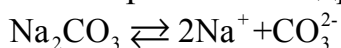
Опыт 1. Адсорбционные свойства угля.

В пробирку до 1/2 объема налейте светло-розовый раствор фуксина. Добавьте немного активированного угля. Плотно закройте пальцем и энергично встряхивайте в течение 2-3 мин. Дайте раствору отстояться и, если нужно, отфильтруйте. Отметьте изменение окраски раствора. Объясните наблюдаемое.

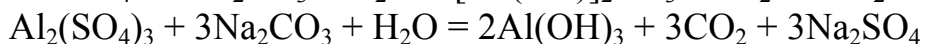
Опыт 2. Гидролиз солей угольной кислоты.

а) В две пробирки внесите по 1-2 капли универсального индикатора. В одну из пробирок добавьте 3-4 капли раствора карбоната натрия, а в другую такое же количество свежеприготовленного раствора гидрокарбоната натрия. Определите pH каждого раствора при помощи шкалы универсального индикатора.

Уравнения гидролиза:

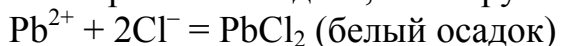


б) В одну пробирку внесите 3-4 капли раствора сульфата меди, а в другую пробирку 3-4 капли раствора сульфата алюминия. В обе пробирки добавьте раствора карбоната натрия. Какой газ выделяется? Напишите уравнения реакций. Учтите, что в первой пробирке получается основной карбонат меди.



Опыт 3. Взаимодействие ионов Pb^{2+} с ионами Cl^- , I^- , SO_4^{2-}

Налейте в три пробирки раствора азотнокислого свинца. В первую из пробирок добавьте разбавленной соляной кислоты, во вторую - разбавленной серной кислоты, а в третью - раствора иодистого калия. Осадок третьей пробирки разделите на три порции. Одну из них нагрейте с водой до кипения и осторожно охладите, на вторую подействуйте избытком иодистого калия.

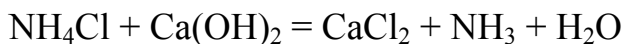
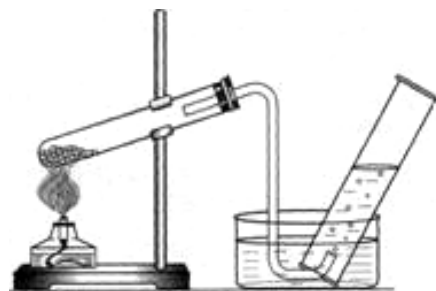


$\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2$ (золотисто-желтые кристаллы, растворяющиеся в избытке иодида при нагревании: $\text{PbI}_2 + 2\text{KI} = \text{K}_2[\text{PbI}_4]$)

3. Элементы V А группы

Опыт 1. Получение аммиака из солей аммония и исследование его свойств.

а) Соберите прибор из сухих пробирок как показано на рисунке. В пробирку поместите смесь хлористого аммония с гашеной известью (1/3 объема пробирки), пробирку закрепите в штативе наклонно, чтобы дно ее было несколько выше отверстия. На газоотводную трубку наденьте сухую пробирку. Что при этом наблюдается? Пробирку с газом сохраните до следующего опыта.



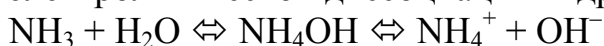
б) Растворение аммиака в воде.

Когда пробирка, надетая на газоотводную трубку, заполнится аммиаком (об этом можно судить по запаху из отверстия в пробирке), прекратите нагревание.

Осторожно снимите пробирку с газоотводной трубки, держа ее в вертикальном положении, закройте отверстие пробирки большим пальцем и погрузите в чашку с водой. Отнимите палец только под водой. Покачивая пробирку наблюдайте за постепенным заполнением пробирки водой. Почему это происходит?

Пробирку с раствором аммиака закройте под водой пальцем, выньте из воды и разделите на две пробирки. Налейте в одну 2 капли универсального индикатора. Отметьте цвет раствора и определите pH.

Составьте уравнения реакций взаимодействия аммиака с водой и электролитической диссоциации гидроксида аммония.

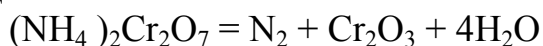


Опыт 2. Термическое разложение солей аммония.

Все соли аммония при нагревании разлагаются.

Проверьте разложение бихромата аммония.

В пробирку насыпьте немного растертого бихромата аммония. Пробирку укрепите вертикально в штативе и нагрейте на малом пламени горелки. Как только начнется энергичное разложение бихромата аммония горелку отставьте. Напишите уравнение реакции, составьте электронную схему. Укажите окислитель, восстановитель и тип окислительно-восстановительной реакции.



Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты и ее солей.

Взаимодействие нитрата натрия с перманганатом калия.

Внесите в пробирку 2-3 капли перманганата калия, добавьте 1-2 капли разбавленного раствора серной кислоты и 2-3 капли раствора нитрата натрия. Отметьте изменение окраски и укажите причину этого изменения.

Составьте электронное уравнение реакции, учитывая, что марганец (VII) переходит в марганец (II).



4. Элементы VI А группы

Опыт 1. Восстановительные свойства серы.

В пробирку внесите небольшой кусочек серы и 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Осторожно нагрейте пробирку до кипения. К остывшему раствору добавьте 5-6 капель раствора хлорида бария.



$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ (образование белого осадка указывает на присутствие сульфат-ионов – BaSO_4)

Опыт 2. Получение малорастворимых сульфидов металлов.

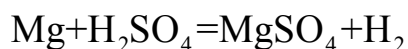
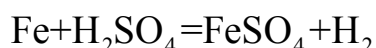
Налейте в отдельные пробирки по 3-5 капель солей: Fe (II), Zn, Mn (II), Cu (II), Cd, Na. Прилейте во все пробирки по 2-3 капли раствора сульфида аммония (или натрия), укажите цвета осадков. Каждый из полученных осадков разделите на две пробирки. К одним добавляйте по 3-5 капель 2н раствора азотной кислоты, а к другим - разбавленной соляной кислоты.



Составьте остальные реакции

Опыт 3. Действие разбавленной серной кислоты на металлы.

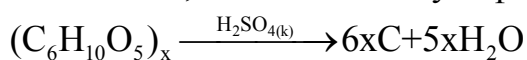
В три пробирки с 2н раствором серной кислоты (5-8 капель) опустите: в первую - стружки меди, во вторую - один микрошпатель порошка восстановленного железа, в третью - кусочек ленты или один микрошпатель порошка магния. Во всех ли пробирках идет реакция? Как можно установить различие во взаимодействии взятых металлов с разбавленной серной кислотой?



Какой ион в этих реакциях является окислителем.

Опыт 4. Взаимодействие серной кислоты с клетчаткой.

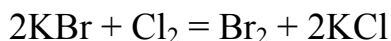
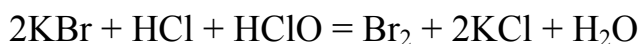
Обмокните стеклянную палочку в раствор разбавленной серной кислоты (1:1) и проведите ею по листу фильтровальной бумаги. Подсушите слегка бумагу над пламенем горелки. Почему фильтровальная бумага в местах, смоченных серной кислотой, почернела? Что произошло с клетчаткой, имеющей общую формулу $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_x$?



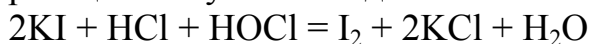
5. Элементы VII А группы

Опыт 1. Получение брома и йода.

а) К 0,5-1 мл раствора бромиды калия прибавляйте по каплям хлорную воду до изменения окраски.



б) Прodelайте аналогичный опыт с раствором йодида калия. Какой цвет имеет раствор йода? Докажите присутствие йода в растворе. Для этого отлейте в другую пробирку немного полученного раствора и прибавьте к нему 2-3 капли раствора крахмала. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции получения йода.



Опыт 3. Свойства йода.

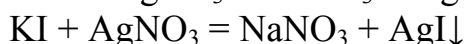
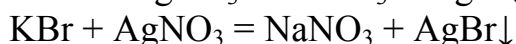
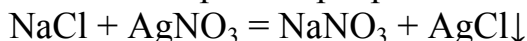
а) Поместите в сухую пробирку кристаллик йода. Слегка нагрейте дно пробирки. Наблюдайте сублимацию йода. Обратите внимание на мелкие кристаллики йода, оседающие на стенках в верхней холодной части пробирки.

б) По охлаждении, в эту пробирку влейте 2-3 мл воды. Взболтайте. Слейте жидкость в другую пробирку. Сюда, к водному раствору йода, прилейте бензола и хлороформа. Слегка встряхните. Наблюдайте фиолетовое окрашивание йода в бензоле или хлороформе. Сюда же прибавьте 2-3 капли раствора крахмала. Наблюдайте синее окрашивание водного раствора йода.

в) В пробирку, в которой производили возгонку йода, прибавьте 5-6 капель этилового спирта. Наблюдайте растворение йода в спирте.

Опыт 4. Реакция на хлорид-, бромид-, йодид-ионы.

В пробирку налейте 5-6 капель раствора хлорида натрия, в другую - 5-6 капель бромида калия, в третью - 5-6 капель йодида калия. Во все пробирки добавьте по 3-4 капли раствора нитрата серебра. Наблюдайте выпадение белого осадка хлорида серебра и желтого осадка йодида серебра.



Напишите уравнения реакций в ионной формах.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 4

Тема: d-Элементы.

Учебно-целевые задачи: Изучить свойства элементов VI, VII Б групп и их соединений. Ознакомиться с биологической ролью элементов VI, VII Б групп, а также с лекарственными препаратами, содержащими эти элементы.

Вопросы к занятию:

1. Общая характеристика d-элементов на основе электронной структуры. Характерные степени окисления.
2. Физические свойства d-элементов.
3. Химические свойства: отношение к кислотам, щелочам, неметаллам. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов VIБ группы. Окислительно-восстановительные свойства соединений VI Б группы.
4. Биологическая роль d-элементов.
5. Применение соединений d-элементов в фармации и медицине.

Общая характеристика d-элементов на основе электронной структуры.

Характерные степени окисления.

К d относят элементы, в электронных конфигурациях, которых заполняется d-подуровень. На внешнем электронном ns-слое находится по два электрона (4s-, 5s-, 6s-), а на предвнешнем – от 1 до 10. Но это положение выполняется не всегда. У элементов подгруппы меди электронные конфигурации имеют вид $(n-1)d^{10}ns^1$, а не $(n-1)d^9ns^2$ (провал электрона). Кроме того, и некоторые другие элементы периодической системы имеют электронные конфигурации, не подчиняющиеся названному правилу. Причины появления таких структур следующие. Атомы стремятся приобрести наиболее устойчивые структуры наполовину (Cr, Mo) или полностью заполненных орбиталей (Cu, Ag, Au).

В общем случае устойчивость электронных конфигураций определяется суммарным действием нескольких факторов:

- а) притяжением электронов к ядру;
- б) экранированием одного электрона другим;
- в) взаимным отталкиванием электронов;
- г) обменным взаимодействием.

Причем энергия обменного взаимодействия тем больше, чем больше неспаренных электронов в атоме. Эти виды взаимодействия определяют то, что ns-электроны заполняют подуровни перед (n-1)d-орбиталями, Но это не значит, что ns-орбитали устойчивее, чем (n-1)d-орбитали. На самом деле в реакциях сначала отрываются ns-электроны, а только после них вступают во взаимодействие (n-1)d-электроны. Так, у атома марганца электронная конфигурация $3d^5 4s^2$, а у иона марганца $Mn^{2+} - 3d^5 4s^0$. Все d-элементы в свободном виде являются металлами, обладающими высокой твердостью, прочностью, высокими температурами плавления и кипения, высокими значениями тепло- и электропроводности. Высокая прочность и твердость кристаллических решеток d-металлов объясняется большой долей ковалентной связи. Так, у ниобия только 1/6 доля валентных электронов

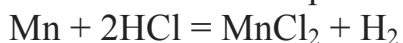
обеспечивает металлическую проводимость. Высокие тепло- и электропроводность объясняются наличием слабо связанных внешних s-электронов.

1. Физические свойства d-элементов.

2. Химические свойства: отношение к кислотам, щелочам, неметаллам. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов VIБ группы.

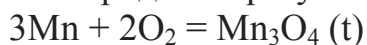
Окислительно-восстановительные свойства соединений VI Б группы.

Металлический марганец реагирует с кислотами, образуя соли марганца (II):



В различных соединениях марганец проявляет степени окисления 2+, 4+, 6+ и 7+. Чем выше степень окисления, тем более ковалентный характер имеют соответствующие соединения. С возрастанием степени окисления марганца увеличивается также кислотность его оксидов.

При нагревании марганец взаимодействует с кислородом, галогенами, углеродом, бором, кремнием, серой. При взаимодействии марганца с кислородом образуются смешанные оксиды:

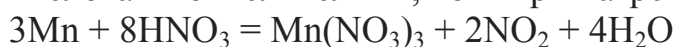


Диспергированный марганец при нагревании реагирует с водой:

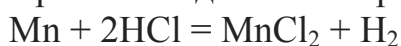


Одной из особенностей марганца является способность поглощать кислород.

Марганец пассивируется в обычных условиях концентрированными кислотами окислителями, хотя при нагревании реакция идет:

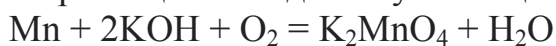


При взаимодействии с разбавленными кислотами выделяется водород:



На самом деле в растворе существует аквакомплекс $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$.

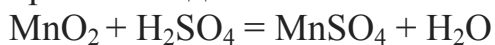
Марганец взаимодействует со щелочами в присутствии окислителя:



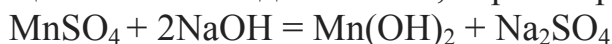
Оксид марганца (II). Оксид марганца (II) можно получить восстановлением оксида марганца (IV):



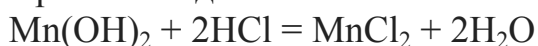
Этот оксид обладает основными свойствами. Так, он не реагирует с водой, а при взаимодействии с кислотами образуются соли марганца (II):



Гидроксид марганца (II). При взаимодействии солей марганца (II) со щелочами выпадает белый, нерастворимый осадок Mn(OH)_2 :



При взаимодействии с кислотами он дает соли марганца (II):

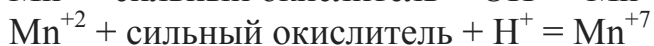


При стоянии на воздухе гидроксид марганца (II) переходит в оксогидроксид, который далее окисляется до оксида марганца (IV):

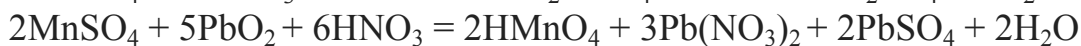


Аналогичная реакция протекает с сульфидом марганца MnS , но с выпадением осадка серы.

Соли марганца (II). Марганец (II) при взаимодействии с сильными окислителями переходит в различные степени окисления в зависимости от реакции среды:



что можно проиллюстрировать следующими примерами:



К трудно растворимым солям марганца (II) относятся фторид, карбонат и фосфат.

Оксид марганца (IV). Наиболее важным соединением марганца (IV) является его оксид MnO_2 . Это соединение коричнево-черного цвета не растворяется в воде. Оксид марганца (IV) — сильный окислитель, который, например, окисляет концентрированную соляную кислоту до хлора:

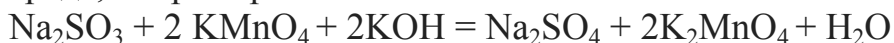


Эта реакция часто используется для получения хлора в лаборатории.

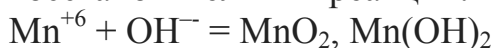
Этот оксид обладает амфотерными свойствами, равно как и оксогидроксид $\text{MnO}(\text{OH})_2$ и гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ марганца (IV):



Манганат калия. Соединения марганца (VI) малоустойчивы, однако наиболее известное соединение — манганат калия K_2MnO_4 — устойчив в щелочной среде. Он образуется при восстановлении перманганата калия в щелочной среде, например:

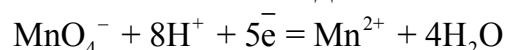


Вообще для Mn^{6+} характерны следующие продукты окислительно-восстановительных реакций:

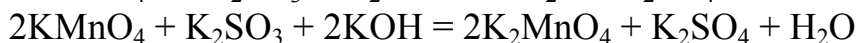
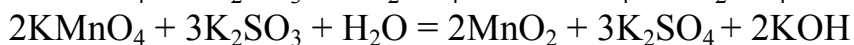
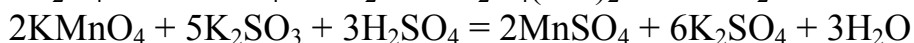


Перманганат калия. Высшую степень окисления 7+ марганец имеет в кислотном оксиде Mn_2O_7 и перманганате калия KMnO_4 . Последнее вещество — кристаллы фиолетового цвета, хорошо растворимые в воде.

Перманганат калия — сильнейший окислитель. В кислой среде он восстанавливается до ионов Mn^{2+} :



в щелочной среде — до K_2MnO_4 , а в нейтральной среде — до MnO_2 :



Биологическая роль d-элементов.

Хром является постоянной составной частью всех органов и тканей человека. В организме взрослого человека содержится 6 мг хрома (10-5%). Наибольшее количество обнаружено в костях, волосах и ногтях. Из внутрисекреторных органов наиболее богат хромом гипофиз.

Хром является постоянной составной частью растений, содержание его в них достигает 0,0005%. Хром постоянно встречается в организме животных, как беспозвоночных, так и позвоночных. Всегда содержится в яйцах. Хром оказывает действие на процессы кроветворения. Обладает способностью активировать трипсин, так как входит в состав кристаллического трипсина в виде лабильного соединения, способного отщеплять ионы хрома. Соли хрома подавляют спиртовое брожение, ускоряют работу инсулина; влияют на углеводный обмен и энергетические процессы. Хром занимает центральное место в метаболизме сахара. Недостаточность хрома имеет самоподдерживающийся характер. Когда в организме мало этого микроэлемента, возрастает тяга к сладкому. Хром незаменим для лечения инсулин-независимого диабета (типа II) – значительно более распространенной и сложной разновидности этого заболевания. Он также может помогать людям, страдающим инсулин-зависимой (типа I) формой диабета. Диабет типа II, который также называют диабетом взрослых, связан с нечувствительностью (резистентностью) к инсулину. Болезнь развивается почти исключительно в результате многолетнего потребления рафинированных углеводов, хотя наличие случаев диабета в семье создает и предрасположенность. Исследования доказали, что ежедневная доза в 1000 мкг (1 мг) органически связанного хрома способна стабилизировать уровень сахара в крови всего за два месяца, чего невозможно добиться с помощью фармакологических препаратов.

Молибден в организме человека входит в состав ферментов: альдегидогидроксидазы, ксантиндегидрогеназы, ксантиноксидазы (всего 7 ферментов). В растениях молибден – важнейший микроэлемент, обеспечивающий мягкую фиксацию атмосферного азота. Молибден – единственный из тяжелых металлов и из элементов 5-го периода, который можно отнести к “металлам жизни”. Будучи ростовым фактором для бактерий, **молибден** активно влияет на количественный и качественный состав микрофлоры кишечника. Молибден очищает организм от ядовитых веществ, которые, накапливаясь в клетках, могут способствовать возникновению боли, утомления, депрессии, расстройства печени и других нездоровых состояний. Помогая организму избавляться от альдегидов – вредных продуктов деятельности, этот элемент прогоняет "туман" в голове, который зачастую вносит беспорядок в мышление людей, страдающих зависимостями от токсичных продуктов (алкоголь, никотин и др.) или работающих на лакокрасочных или спиртовых производствах.

Кроме того, молибден противостоит токсичному накоплению меди, что делает его полезным для лечения болезни Вильсона – наследственного

заболевания, связанного с нарушением метаболизма меди, повреждением печени и психическими аномалиями. Он является одним из важнейших диетологических средств для борьбы с сульфитными аллергиями и химической гиперчувствительностью.

Ежедневная доза от 200 до 500 мкг молибдена составляет минимум, необходимый большинству людей. Все **соединения хрома ядовиты**. ПДК в воздухе для хромового ангидрида 0,01 мг/м³, для феррохрома 2 мг/м³. Токсические явления наступают после приема внутрь 0,05-0,08 г двуххромового калия. Минимальная смертельная доза бихромата 0,25 г. При хроническом отравлении хромом наблюдаются головные боли, исхудание, воспалительные изменения слизистой желудка и кишечника. Хром обладает канцерогенным действием. Хромовые соединения вызывают различные кожные заболевания, дерматиты и экземы, протекающие остро и хронически и носят пузырьковый, папулезный, гнойничковый или узелковый характер. Даже относительно высокие дозы **молибдена** безопасны для большинства людей, поскольку минерал легко выводится из организма с мочой. Единственное предостережение касается тех, кто страдает подагрой. Способность молибдена помогать образованию мочевой кислоты, накопление которой вызывает подагру, может оказаться проблемой. ПДК в виде пыли 4 мг/м³. Дисульфид молибдена (добавка к смазочным маслам) не смертелен в дозах свыше 5 г/кг веса. ПДК для большинства соединений **вольфрама** в виде пыли 4-6 мг/м³.

Хром — эссенциальный микроэлемент. **Хром** обеспечивает эффективный транспорт глюкозы в клетки, что приводит к снижению уровня сахара в крови. Хром также необходим в следующих ситуациях: состояния хронической усталости, депрессии, периферические невриты; задержка роста и развития; миокардиодистрофии, миокардиты, длительно незаживающие раны, хронические язвы; гипоспермия, снижение функциональной активности сперматозоидов и др.

Молибден способствует метаболизму железа в печени, предотвращает разрушение зубов и импотенцию, помогает удалять излишки меди из организма. Недостаток этого элемента в организме человека может привести к образованию кариеса и к импотенции. Признаки дефицита включают беспокойство и аритмичный пульс. Токсичность молибдена низкая, но высокие уровни могут вызвать подагру и увеличенное выделение меди, что приведет к ее нехватке в организме. Источниками молибдена являются гречиха, неочищенное зерно, бобы, соевые бобы, овес, чечевица, ячмень и семена подсолнечника. Норма приема не установлена, но оценочный ежедневный прием составляет 30 — 500 мкг (детям — от 30 до 300 мкг, взрослым — от 150 до 500 мкг) и общепризнан в качестве адекватной потребности организма человека.

Общее содержание **железа** в организме человека составляет около 4,5-5 г (0,007%). Из этого количества 57% находится в гемоглобине крови, 23% — в тканях и тканевых ферментах, а остальные 20% — депонированы в печени,

селезенке, костном мозге и представляют собой "физиологический резерв" железа

Железо является жизненно необходимым элементом для организма. Оно входит не только в состав кровяного пигмента гемоглобина, но также и в состав протоплазмы всех клеток. Гемоглобин играет чрезвычайно важную роль в дыхательной функции крови. В состав гемоглобина входит атом двухвалентного железа, который, присоединяя кислород, превращает гемоглобин в оксигемоглобин. Это очень непрочное соединение, легко диссоциирующее на гемоглобин и кислород

Железо, необходимое для синтеза гемоглобина, доставляется белком ферритином, находящимся в селезенке, печени, костном мозге. Железо также входит в состав цитохромов (сложные белки, относящиеся к классу хромопротеидов), участвующих в процессах тканевого дыхания.

При недостатке железа в организме развивается железодефицитная анемия (малокровие). Даже незначительный дефицит железа ведет к утомлению, ухудшению способностей к обучению, ослаблению иммунной системы, снижению температуры тела, поседению волос, повышению ломкости ногтей, потере физической силы и выносливости, а также уменьшению выработки тиреоидного гормона. Рак желудка также связан с истощением запасов железа в организме. У женщин на истощение запасов железа может указывать постоянная неспособность сбрасывать лишний вес, связанная с пониженной активностью щитовидной железы.

Кобальт принимает участие в процессе кроветворения, входит в состав витамина В₁₂ (цианокобаламина), многих важных ферментов. Кобальт необходим для усвоения железа. Органические соединения кобальта оказывают благоприятное влияние на иммунную активность. В организме взрослого человека около 1,2 мг ($2 \cdot 10^{-6}\%$) кобальта.

Дефицит кобальта – это всегда дефицит витамина В₁₂, который вызывает злокачественную бессонницу, астму, невралгию и другие "злокачественные" заболевания. Назойливый звон и хронический шум в ушах, вызывающий потерю слуха, очень часто совпадает с дефицитом кобальта. У людей с диагнозом "депрессия" в крови отмечены крайне низкие показатели кобальта. Дефицит кобальта вызывает высокую частоту заболеваний эндокринной системы, особенно в районах с дефицитом кобальта в питании (наибольший дефицит кобальта выявлен в Латвии и Ярославской области). Подобная закономерность выявлена и в отношении системы кровообращения, рост заболевания которой, как правило, сопровождается дефицитом кобальта. Запущенные случаи дефицита кобальта вызывают разрушение слизистой желудка, малокровие, дистрофию костей и нарушения в печени. Недостаточности кобальта особенно подвержены курильщики, вегетарианцы и пожилые люди, а также все, кто страдает хроническим расстройством стула.

Ведущую роль в обмене **никеля** в организме человека играют два белка: никельсодержащий гликопротеид (богатый аминокислотой гистидином) и никелеплазмин (относится к альфа 2-глобулинам). У человека этот белок

содержит до 43% всего никеля плазмы крови. Никель участвует в гормональной регуляции организма и входит в состав ключевых ферментов. Уникальна способность никеля влиять на продукцию специальных транспортных белков, ответственных за транспорт большинства микроэлементов.

Никель входит в состав факторов роста, управляющих процессами регенерации тканей, а также созреванием и дифференцировкой тканей плода. Соединения никеля управляют процессами кроветворения путем контроля обмена железа в организме (в том числе никель контролирует процессы всасывания железа в пищеварительном тракте). Никель является структурным компонентом внутренних перегородок в клетках нашего организма и отвечает за их стабильность. Никель отвечает за регуляцию противоопухолевого иммунитета, так как дефицит никеля вызывает снижение активности специальных клеток. Эти иммунные клетки (никель-зависимые Т лимфоциты) выступают активаторами иммунных белков (цитокинов), запускающих ряд важнейших этапов иммунного ответа.

Из органов человека наиболее богаты никелем печень, поджелудочная железа и гипофиз. Никель избирательно концентрируется в *substantia nigra* головного мозга .

Средний пищевой рацион человека должен содержать не менее 20 мг железа. Всасывание железа происходит преимущественно в 12-перстной кишке, но в условиях дефицита железа в организме может всасываться уже в желудке, из тонких кишок и даже из толстой кишки. Железо выделяется с мочой (около 0,5 мг в сутки), а также потовыми железами.

Суточная потребность в кобальте 14-78 мкг. Из пищи мы получаем в лучшем случае 3-4 мкг в сутки. К продуктам, наиболее богатым кобальтом, относятся печень, бобовые, молоко, мясо, рыба, свекла, салат, перушка, малина и черная смородина, но, к сожалению, низкое содержание кобальта в почвах, подвергающихся интенсивной агротехнике, не позволяет рассматривать эти продукты питания как надежные источники кобальта.

Медь – является одним из важнейших незаменимых элементов, необходимых для живых организмов. В растениях она активно участвует в процессах фотосинтеза, дыхания, восстановления и фиксации азота. Медь входит в состав целого ряда ферментов-оксидаз – цитохромоксидазы, церулоплазмينا, супероксидадисмутазы, уратоксидазы и других и участвует в биохимических процессах как составная часть ферментов, осуществляющих реакции окисления субстратов молекулярным кислородом. Данные по токсичности элемента для растений немногочисленны. В настоящее время основной проблемой считается недостаток меди в почвах или ее дисбаланс с кобальтом. Основные признаки дефицита меди для растений – замедление, а затем и прекращение формирования репродуктивных органов, появление щуплого зерна, пустозернистых колосьев, снижение устойчивости к неблагоприятным факторам внешней среды. Наиболее чувствительны к ее недостатку пшеница, овес, ячмень, люцерна, столовая свекла, лук и подсолнечник.

В организме взрослого человека половина от общего количества меди содержится в мышцах и костях и 10% - в печени. Основные процессы всасывания этого элемента происходят в желудке и тонкой кишке. Ее усвоение и обмен тесно связаны с содержанием в пище других макро- и микроэлементов и органических соединений. Существует физиологический антагонизм меди с молибденом и сульфатной серой, а также марганцем, цинком, свинцом, стронцием, кадмием, кальцием, серебром. Избыток данных элементов, наряду с низким содержанием меди в кормах и продуктах питания, может обусловить значительный дефицит последней в организмах человека и животных, что в свою очередь приводит к анемии, снижению интенсивности роста, потере живой массы, а при острой нехватке металла (менее 2-3 мг в сутки) возможно возникновение ревматического артрита и эндемического зоба. Чрезмерное поглощение меди человеком приводит к болезни Вильсона, при которой избыток элемента откладывается в мозговой ткани, коже, печени, поджелудочной железе и миокарде.

Цинк. Особый интерес к цинку связан с открытием его роли в нуклеиновом обмене, процессах транскрипции, стабилизации нуклеиновых кислот, белков и особенно компонентов биологических мембран, а также в обмене витамина А. Ему принадлежит важная роль в синтезе нуклеиновых кислот и белка. Цинк присутствует во всех 20-ти нуклеотидилтрансферазах, а его открытие в обратных транскриптазах позволило установить тесную взаимосвязь с процессами канцерогенеза. Элемент необходим для стабилизации структуры ДНК, РНК, рибосом, играет важную роль в процессе трансляции и незаменим на многих ключевых этапах экспрессии гена. Цинк обнаружен в составе более 200 ферментов, относящихся ко всем шести классам, включая гидролазы, трансферазы, оксидоредуктазы, лиазы, лигазы и изомеразы. Уникальность цинка заключается в том, что ни один элемент не входит в состав такого количества ферментов и не выполняет таких разнообразных физиологических функций.

Повышенные концентрации цинка оказывают токсическое влияние на живые организмы. У человека они вызывают тошноту, рвоту, дыхательную недостаточность, фиброз легких, является канцерогеном. Избыток цинка в растениях возникает в зонах промышленного загрязнения почв, а также при неправильном применении цинксодержащих удобрений. Большинство видов растений обладают высокой толерантностью к его избытку в почвах. Однако при очень высоком содержании этого металла в почвах обычным симптомом цинкового токсикоза является хлороз молодых листьев. При избыточном его поступлении в растения и возникающим при этом антагонизме с другими элементами снижается усвоение меди и железа и проявляются симптомы их недостаточности.

В организмах животных и человека цинк оказывает влияние на деление и дыхание клеток, развитие скелета, формирование мозга и поведенческих рефлексов, заживление ран, воспроизводительную функцию, иммунный ответ, взаимодействует с инсулином. При дефиците элемента возникает ряд кожных заболеваний. Токсичность цинка для животных и человека невелика,

т.к. при избыточном поступлении он не кумулируется, а выводится. Однако в литературе имеются отдельные сообщения о токсическом влиянии этого металла: у животных снижается прирост живой массы, появляется депрессия в поведении, возможны аборт. В целом же наибольшую проблему для растений, животных и человека в большинстве случаев представляет дефицит цинка, нежели его токсичные количества.

Кадмий хорошо известен, как токсичный элемент, но он же относится к группе "новых" микроэлементов (кадмий, ванадий, кремний, олово, фтор) и в низких концентрациях способен стимулировать их рост некоторых животных. Для высших растений значение кадмия достоверно не установлено.

Основные проблемы, связанные у человечества с этим элементом, обусловлены техногенным загрязнением окружающей среды и его токсичностью для живых организмов уже при низких концентрациях. Токсичность кадмия для растений проявляется в нарушении активности ферментов, торможении фотосинтеза, нарушении транспирации, а также ингибировании восстановления NO_2 до NO . Кроме того, в метаболизме растений он является антагонистом ряда элементов питания (Zn, Cu, Mn, Ni, Se, Ca, Mg, P). При токсичном воздействии металла у растений наблюдаются задержка роста, повреждение корневой системы и хлороз листьев. Кадмий достаточно легко поступает из почвы и атмосферы в растения. По фитотоксичности и способности накапливаться в растениях в ряду токсичных металлов он занимает первое место ($\text{Cd} > \text{Cu} > \text{Zn} > \text{Pb}$).

Кадмий способен накапливаться в организме человека и животных, т.к. сравнительно легко усваивается из пищи и воды и проникает в различные органы и ткани. Токсичное действие металла проявляется уже при очень низких концентрациях. Его избыток ингибирует синтез ДНК, белков и нуклеиновых кислот, влияет на активность ферментов, нарушает усвоение и обмен других микроэлементов (Zn, Cu, Se, Fe), что может вызывать их дефицит.

Обмен кадмия в организме характеризуется следующими основными особенностями: отсутствием эффективного механизма гомеостатического контроля; длительным удержанием (кумуляцией) в организме с очень долгим периодом полувыведения (в среднем 25 лет); преимущественным накоплением в печени и почках; интенсивным взаимодействием с другими двухвалентными металлами как в процессе всасывания, так и на тканевом уровне.

Хроническое воздействие кадмия на человека приводит к нарушениям почечной функции, легочной недостаточности, остеопорозу, анемии и потере обоняния. Существуют данные о возможном канцерогенном эффекте кадмия и о вероятном участии его в развитии сердечно-сосудистых заболеваний. Наиболее тяжелой формой хронического отравления кадмием является болезнь итай-итай, характеризующаяся деформацией скелета с заметным уменьшением роста, поясничными болями, болезненными явлениями в мышцах ног, утиной походкой. Кроме того, отмечаются частые переломы размягченных костей даже при кашле, а также нарушение функции

поджелудочной железы, изменения в желудочно-кишечном тракте, гипохромная анемия, дисфункция почек и др.

Применение соединений d-элементов в фармации и медицине.

KMnO_4 (калия перманганат) применяют для полоскания рта (1:4000), промывания ран (0,1-1%), при ожогах кожи (3-4%), при отравлении фосфором, морфином. Внутрь – для лечения желудочных и кишечных заболеваний. Раствор 5% концентрации – в качестве кровеостанавливающего. Fe (железо) – восстановленное железо применяют в пилюлях, таблетках, реже в порошках при лечении малокровия. В желудке оно переходит в FeCl_2 .

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (железа сульфат II) применяется при малокровии в виде пилюль и порошков, особенно в пилюлях Бло (Pilulae Bland), в состав которых (кроме железа) входит поташ K_2CO_3 .

$\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (железа (III) хлорид) применяется как наружное кровеостанавливающее средство.

Ag (серебро) – мелко раздробленное металлическое серебро находит применение в санитарной технике и медицине. Ионы серебра обладают выраженными бактерицидными свойствами, чем пользуются для дезинфекции питьевой воды. Как правило, все используемые в медицине, соединения серебра – препараты наружного действия. Их использование основано на вяжущих, прижигающих и бактерицидных свойствах. Перевязочный материал (марля, вата), покрытый мельчайшими частицами металлического серебра, применяется при лечении различных кожных заболеваний. Белковые препараты коллоидного серебра (колларгол, протаргол) применяются для промывания гноящихся ран, для лечения глаз, при инфекциях желудка и кишечника.

В небольшом количестве серебро применяют для получения сплава (медь, серебро, олово), который используют в стоматологии для изготовления пломб.

AgNO_3 (серебра нитрат, ляпис) применяется в растворах различной концентрации (от 0,1 до 2,5%) как вяжущее и прижигающее средство при заболеваниях глаз, мочеиспускательного канала и мочевого пузыря. Внутрь назначается при катарах желудка и (реже) при рвоте. Применяется также в мазях.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (меди сульфат) – вяжущее и прижигающее действие. Применяется в виде глазных капель при конъюнктивитах, а также в виде карандашей для лечения трахомы. Раствор сульфата меди употребляется как рвотное, при ожогах кожи фосфором и как противоядие при отравлении белым фосфором.

Hg_2Cl_2 (каломель, ртуть однохлористая) применяется как слабительное, также как дезинфицирующее кишечника средство. Иногда применяют как желчегонное и наружно – в качестве присыпки для лечения сифилиса.

HgCl₂ (ртуть двухлористая, сулема) – очень ядовита. Применяется как антисептик и дезинфицирующее средство в разбавлении 1:1000, 1:5000 в хирургической, гинекологической и венерологической практике.

HgO (ртути окись) применяется как антисептик в виде мази при лечении глазных болезней, а также при заболеваниях кожи.

HgI₂ (йодид окисной ртути) применяют в микстурах и пилюлях с йодидом калия при лечении венерических заболеваний, а также в 3 мазях 0 для лечения заболеваний 3 кожи.

ZnSO₄·7H₂O (цинка сульфат) применяют наружно как вяжущее и дезинфицирующее, в глазной практике в виде 0,25% раствора, для спринцеваний при гонорее и в гинекологической практике в виде 0,25–0,5% растворов.

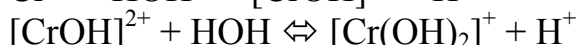
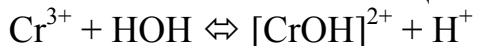
ZnO (цинка окись) оказывает вяжущее действие, применяется наружно в присыпках, пастах, суспензиях, мазях (цинковая мазь).

Лабораторная работа «d-Элементы»

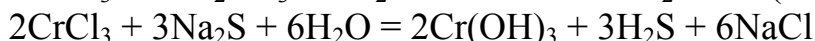
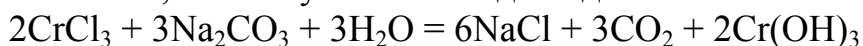
Опыт 1. Гидролиз солей хрома.

а) Раствор соли хрома испытайте синей лакмусовой бумажкой.

Объясните изменение ее цвета.



б) В две пробирки налейте 4-5 капель раствора соли хрома (III) и добавьте в одну из них раствор соды, а в другую - раствор сульфата аммония. Испытывая растворение образовавшихся осадков в кислотах и щелочах, покажите, что полученные осадки одинаковы.



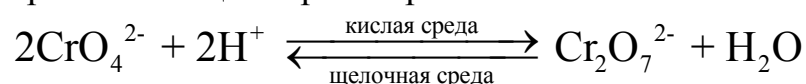
Опыт 2. Взаимные превращения хроматов в бихромат.

а) Превращение хромата в бихромат.

К раствору хромата, полученному в 3-м опыте прилейте кислоты до изменения окраски. Сравните полученную окраску с раствором бихромата. Раствор сохраните. Напишите уравнения реакций превращения хромата в бихромат в молекулярной и ионной формах.

б) Превращение бихромата в хромат.

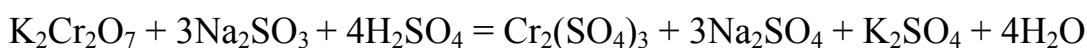
К полученному раствору бихромата прибавьте щелочь до изменения оранжевого цвета раствора в желтый.



Опыт 3. Окислительные свойства бихроматов.

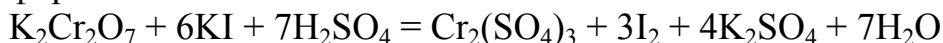
а) Окисление бихроматом сульфита.

К подкисленному серной кислотой раствору бихромата прибавьте сульфита натрия и наблюдайте изменение окраски. Напишите уравнения реакций в электронно-ионном виде.



б) Окисление бихроматом йодида.

К подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия прибавьте немного раствора йодида калия. К полученному раствору прибавьте 1-2 мл раствора крахмала. Напишите уравнения реакций в электронно-ионной форме.



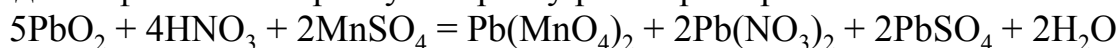
I_2 с крахмалом дает синее окрашивание.

Опыт 4. Окисление солей марганца (II).

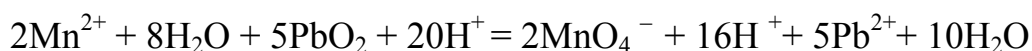
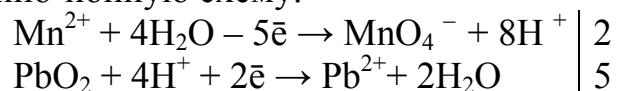
а) К 10 каплям раствора сульфата марганца прибавьте раствор гидроксида натрия и бромной воды. Наблюдайте побурение осадка (образование оксида марганца (IV)).



б) Насыпьте в пробирку немного порошка оксида свинца (IV) или сурика, прилейте 1 мл концентрированной азотной кислоты и 2 капли раствора сульфата марганца. Смесь нагрейте до кипения. После отстаивания наблюдайте фиолетово-красную окраску раствора перманганат-иона.



Напишите электронно-ионную схему.

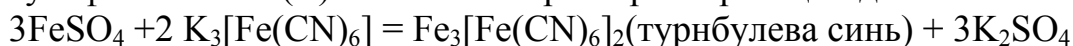


Опыт 5. Характерные реакции ионов железа.

В три пробирки налейте по 3-4 капли хлорида железа (III). Затем к этим растворам добавьте по 3-4 капли растворов роданида калия, гексацианоферрита калия и гексацианоферрата калия. Отметьте и запишите характерные реакции ионов Fe^{3+} .



Повторите предыдущие реакции со свежеприготовленным раствором сульфата железа (II). Отметьте характерные реакции для ионов Fe^{2+} .

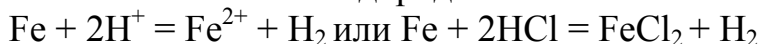


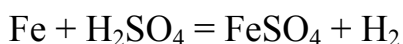
Опыт 6. Отношение железа к кислотам.

Небольшое количество железных опилок насыпьте в шесть пробирок. В три из них прибавьте разбавленные кислоты: соляную, серную и азотную. В другие три пробирки те же кислоты, но концентрированные.

Наблюдайте и напишите уравнения реакций. Во всех ли случаях происходит реакция? Какую серную кислоту можно перевозить в железных цистернах и почему?

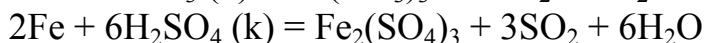
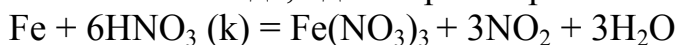
В разбавленных соляной и серной кислотах железо растворяется, т. е. окисляется ионами водорода:





Растворяется железо и в разбавленной азотной кислоте, образуя соль железа (III), воду и продукт восстановления азотной кислоты NH_3 или N_2O и N_2 .

Концентрированные кислоты — окислители (HNO_3 , H_2SO_4) пассивируют железо на холоде, однако растворяют его при нагревании:



Опыт 7. Окисление железа (II) в железо (III).

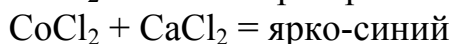
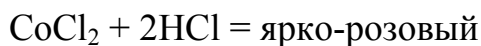
К свежеприготовленному раствору сульфата железа (II) добавьте разбавленной серной кислоты и добавьте бромную воду. Отметьте изменение ее окраски. Убедитесь в присутствии ионов Fe^{3+} .



Опыт 8. Изменение окраски солей кобальта.

В три пробирки налейте немного концентрированного раствора хлорида кобальта (II). В одну из них добавьте концентрированную соляную кислоту. Во вторую - немного кристаллов хлорида кальция, а в третью - спирт.

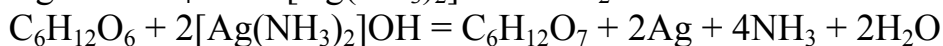
Чем объяснить изменение окраски раствора во всех случаях?



Опыт 9. Получение серебряного зеркала.

В пробирку налейте 4-5 капель раствора нитрата серебра и добавьте к нему по каплям раствор аммиака до растворения первоначально образующегося осадка (избыток аммиака нежелателен!). В пробирку прилейте 10% раствор глюкозы. Смесь нагрейте на водяной бане до появления на внутренних стенках пробирки налета серебра.

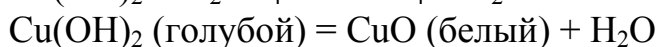
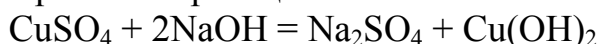
Уравнения реакции:



Опыт 2. Получение и свойства гидроксидов меди.

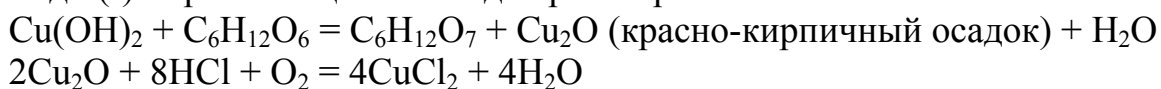
а) В пробирку внесите 4 капли раствора сульфата меди (II) и прибавляйте по каплям раствор гидроксида натрия. Наблюдайте выпадение осадка. Разделите осадок на 2 части. К первой части прилейте раствор серной кислоты (наблюдайте растворение осадка). Вторую часть осадка нагрейте. Наблюдайте изменение окраски при превращении гидроксида меди (II) в оксид меди (II).

Уравнения реакции:



б) В пробирку внесите 2-3 капли раствора сульфата меди (II) и прилейте избыток гидроксида натрия. В пробирку внесите 5-6 капель раствора глюкозы и осторожно нагрейте. Наблюдайте изменение окраски

осадка. Вначале образуется гидроксид меди (I) желтого цвета, затем оксид меди (I) - красного цвета. Осадок растворите в соляной кислоте.



ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 5

Тема: Итоговая работа №3.

Учебно-целевые задачи: Контроль усвоенных знаний по разделу.

Вопросы к занятию:

1. Общая характеристика s-элементов. Особенности положения в ПСЭ.
2. Водород. Общая характеристика. Взаимодействие водорода с кислородом, галогенами, активными металлами и оксидами. Бинарные соединения водорода.
3. Вода. Физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Минеральные воды.
4. Пероксид водорода. Природа связей и химические свойства. Окислительно-восстановительная двойственность. Радикально-ионный механизм разложения в присутствии ионов железа (II). Применение в медицине и фармации.
5. Общая характеристика элементов I A группы. Химические свойства. Биологическая роль в минеральном балансе организма. Применение соединений лития, натрия и калия в медицине и фармации.
6. Общая характеристика элементов II A группы. Химические свойства. Сравнительная характеристика I A и II A группы. Химические основы применения соединений магния, кальция и бария в медицине и фармации.
7. Общая характеристика элементов III A группы. Химическая активность бора и алюминия. Антисептические свойства борной кислоты и буры. Применение алюминия в медицине и фармации.
8. Общая характеристика элементов IV A группы. Химические свойства. Биологическая роль. Применение в медицине и фармации.
9. Общая характеристика элементов V A группы. Химические свойства. Окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства азота, фосфора, мышьяка. Биологическая роль азота, фосфора, мышьяка. Химические основы применения в медицине и фармации аммиака, оксида азота (I), нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута.
10. Общая характеристика элементов VI A группы. Кислород. Химическая активность молекулярного кислорода. Классификация кислородных соединений и их общие свойства (оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды). Биологическая роль кислорода. Химические основы применения озона и кислорода, а также соединений кислорода в медицине и фармации.
11. Сера. Общая характеристика. Физические и химические свойства. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений серы. Химические основы применения соединений серы и ее соединений в медицине и фармации.

12. Общая характеристика галогенов. Химические свойства. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Биологическая роль соединений галогенов. Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации соединений галогенов.
13. Общая характеристика элементов VI В группы. Хром. Физические и химические свойства. Кисотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома. Биологическое значение хрома и молибдена в организмах. Химические основы применения соединений хрома и молибдена в фармацевтическом анализе.
14. Общая характеристика элементов VII В группы. Марганец. Химические свойства. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Использование перманганата калия как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.
15. Общая характеристика элементов VIII В группы. Железо. Химическая активность. Окислительно-восстановительные свойства. Гемоглобин и железо-содержащие ферменты. Химическая сущность их действия.
16. Кобальт и никель. Важнейшие соединения кобальта (II), кобальта (III) и никеля (II). Образование комплексных соединений. Кофермент В12.
17. Общая характеристика элементов IV группы. Химическая активность. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения. Химические основы применения серебра в качестве лечебных препаратов («серебряная вода», «серебряная марля», колларгол, протаргол и др.) и в фармацевтическом анализе.
- Общая характеристика элементов II В группы. Химическая активность цинка и ртути. Химизм действия цинкосоодержащих ферментов. Химические основы использования соединений цинка и ртути в качестве фармпрепаратов.