

Лекция №5

Тема: p-ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ. Общая характеристика

К p-элементам относят 30 элементов периодической системы. Строение внешних электронных оболочек атомов p-элементов - ns^2np^a , где $a = 1-6$.

В периодах слева направо атомные радиусы уменьшаются, увеличивается электроотрицательность, увеличиваются окислительные свойства.

В Группах радиусы однотипных атомов увеличиваются. С увеличением порядкового номера p-элемента в группе неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются

p-Элементы второго периода — В, С, N, О, F — резко отличаются от элементов нижеследующих периодов. Так, начиная с p-элементов третьего периода, появляется низколежащий свободный d-подуровень, на который могут переводить электроны с p-подуровня при возбуждении атомов. Полностью заполненный 3d-полуровень у d-элементов четвертого периода — Ga, Ge, As, Se, Br — обуславливает отличие их свойств от элементов третьего периода. Максимальное заполнение 4f-подуровня в шестом периоде аналогично сказывается на различии свойств p-элементов шестого и пятого периода.

p-Элементы образуют двухатомные молекулы Э_2 , различающиеся по устойчивости. Наиболее устойчивы молекулы Э_2 элементов второго периода — N_2 , O_2 и F_2 . При переходе от IIIA- к IVA- и VA-группам устойчивость молекул возрастает, а затем при переходе к VIIIA-группе понижается. В группах при движении вниз прочность связи Э—Э уменьшается.

p-Элементы второго периода — азот, кислород и фтор — обладают ярко выраженной способностью участвовать в образовании водородных связей. Элементы третьего и последующих периодов эту способность теряют.

Сходство p-элементов второго периода с p-элементами последующих периодов заключается в основном только в строении внешних электронных оболочек и тех валентных состояний, которые возникают за счет неспаренных электронов в невозбужденных атомах. Бор, углерод и особенно азот сильно отличаются от остальных элементов своих групп (наличие d- и f-подуровней).

При переходе от p-элементов второго периода к p-элементам третьего и последующих периодов сохраняются все типы связей, характерные для элементов второго периода, и появляются новые типы химической связи. В этом направлении увеличивается склонность элементов образовывать комплексные соединения и повышаются координационные числа.

Так, если p-элементы второго периода имеют в соединениях координационные числа 2, 3, 4, то p-элементы последующих периодов могут иметь координационные числа 5, 6, 7, 8 и даже 12.

При переходе вниз по группе устойчивость максимальной положительной степени окисления у p-элементов уменьшается и возрастает устойчивость низших степеней окисления. Так, например, для углерода устойчивая степень окисления +4, а для свинца +2, для алюминия +3, а для таллия +1.

Физические свойства простых веществ p-элементов сильно различаются. Одни вещества — кислород, азот (газы) — кипят и плавятся при очень низких температурах, другие — бор, углерод — при очень высоких. По группам и периодам физические свойства изменяются немонотонно, и не всегда характер изменений легко связать со строением электронных оболочек атомов, типом химической связи, координационным числом атома. Таким образом, у p-элементов различия в свойствах соседних элементов как внутри группы, так и по периоду выражены значительно сильнее, чем у s-элементов.

Все p-элементы и в особенности p-элементы второго и третьего периодов (C, N, P, O, S, Si, Cl) образуют многочисленные соединения между собой и с s-, d- и f-элементами.

Большинство известных на Земле соединений — это соединения p-элементов.

Таким образом, изучение р-элементов особенно важно для медиков, так как пять из них — С, N, P, O и S — являются *органогенами* и составляют основу живых систем, а ряд других — P, Cl, I — незаменимые микроэлементы.

2. Общая характеристика р-элементов III А-группы.

В IIIА-группу периодической системы элементов Д.И. Менделеева входят бор, алюминий, галлий, индий и таллий.

Атомы этих элементов имеют по три валентных электрона на s- и p-орбиталях внешнего энергетического уровня. В невозбужденном состоянии неспарен только p-электрон. Соответственно в соединениях эти элементы могут проявлять степень окисления +1. Однако, **за исключением таллия**, для элементов IIIА-группы более характерна степень окисления +3. Таллий в соединениях обычно проявляет степень окисления +1.

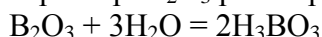
В организме элементы IIIА-группы находятся в степени окисления +3.

Металлические свойства р-элементов IIIА-группы выражены значительно слабее, чем у соответствующих элементов IIА-и особенно IA-группы. У бора преобладают неметаллические свойства. С ростом порядкового номера металлические свойства элементов IIIА-группы усиливаются. На свойствах Ga, In, Tl сказывается заполнение d-орбиталей. Так, от Al к Ga радиус атома (d-сжатие) уменьшается, а энергия ионизации увеличивается. При переходе от In к Tl происходит лишь незначительное увеличение радиуса атома (лантаноидное сжатие) и даже некоторое возрастание энергии ионизации. В результате таллий по своим свойствам резко отличается от свойств других элементов группы.

В отличие от бора элементные алюминий, галлий, индий и таллий представляют собой серебристо-белые мягкие металлы. Они легко растворяются в кислотах, а Al, Ga и In — в щелочах. Их оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$ и гидроксиды $\text{Э}(\text{OH})_3$ амфотерны, за исключением таллия гидроксида $\text{Tl}(\text{OH})_3$, обладающего только основными свойствами.

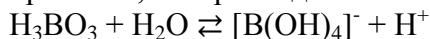
Из соединений элементов IIIА-группы наибольший интерес в биологии и медицине представляют как обычные, так и комплексные кислородные соединения бора и алюминия.

Химические свойства кислородных соединений бора. Оксид бора B_2O_3 имеет кислотный характер. B_2O_3 растворяется в воде с образованием ортоборной кислоты:



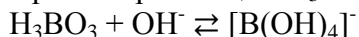
Ортоборная кислота H_3BO_3 — белое кристаллическое вещество, относится к очень слабым кислотам.

В отличие от других кислот, ее протолитические свойства связаны не с отщеплением протонов, а с присоединением ионов OH^- :



Ортоборная кислота при нагревании легко теряет воду и превращается в метаборную кислоту HBO_2 , затем в тетраборную кислоту $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и, наконец, в оксид B_2O_3 .

При нейтрализации H_3BO_3 щелочью образуются комплексные анионы, например:



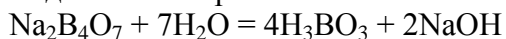
При избытке щелочи получают полибораты, выделяющиеся из растворов в виде кристаллогидратов, например:



Ортобораты даже щелочных металлов не образуются, так как кислота H_3BO_3 очень слабая и ее соли подвергаются гидролизу.

Ортоборную кислоту применяют в качестве антисептического средства. Высокая растворимость борной кислоты в липидах обеспечивает быстрое проникновение ее в клетки через липидные мембраны. В результате происходит свертывание белков (денатурация) цитоплазмы микроорганизмов и их гибель.

Как антисептик широко применяют и буру — кристаллогидрат натрия тетрабората $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Фармакологическое действие препарата обусловлено гидролизом соли с выделением борной кислоты:



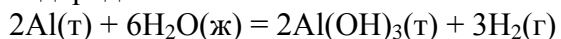
Образующиеся щелочь и кислота вызывают свертывание белков микробных клеток.

В зубопротезировании борную кислоту H_3BO_3 используют в качестве наполнителя формы при отливке стальных зубов.

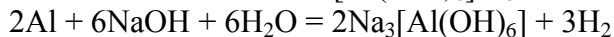
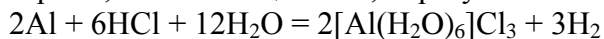
В состав стоматологических паст, применяемых как клей-прослойка для зубных протезов, входит натрий метаборат NaBO_2 в смеси с алюминием гидроксидом $\text{Al}(\text{OH})_3$.

В водном растворе с многоатомными спиртами и полифенолами борная кислота реагирует по схеме (биологически важная реакция):

Химические свойства кислородных соединений алюминия. Алюминий, в отличие от бора, является типичным амфотерным элементом. Металлические свойства выражены у алюминия гораздо сильнее, чем у бора. В большинстве соединений атомы алюминия находятся в состоянии sp^3d^2 -гибридизации. Элементный алюминий — активный металл белого цвета. Имеет большое сродство к кислороду, поэтому на воздухе металл быстро покрывается защитной оксидной пленкой. Несмотря на отрицательное значение окислительно-восстановительного потенциала, алюминий, вследствие покрытия его поверхности прочной оксидной пленкой, не вытесняет водород из воды. После удаления защитной пленки алюминий энергично взаимодействует с водой, вытесняя из нее водород:



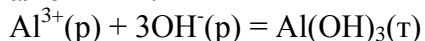
Являясь амфотерным, алюминий растворяется в кислотах — соляной, разбавленной серной, а также в щелочах, образуя соответствующие катионные и анионные комплексы:



В водном растворе, даже очень кислом, свободные ионы Al^{3+} не существуют из-за гидратации.

Оксид алюминия — составная часть зубоорачебных цементов — «цемента для фиксации несъемных протезов», силикатного цемента «силиции», применяемого для пломбирования зубов, фиксации одиночных коронок, мостов. При употреблении напитков (например, «фанта») и пищи с повышенной кислотностью такие цементы довольно быстро разрушаются.

Алюминий гидроксид легко образуется при действии щелочей на растворы солей алюминия:



Алюминий гидроксид растворяется как в кислотах, так и в щелочах, т.е. является типичным амфотерным соединением.

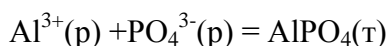
В щелочных растворах наряду с гексагидроксоалюминат-ионами присутствуют и другие ионы, например $[\text{Al}(\text{OH})_5]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

Соли алюминия и кислородсодержащих кислот растворимы в воде. Исключение составляет алюминий фосфат AlPO_4 . Образование малорастворимого фосфата играет важную роль в жизнедеятельности организмов. Усвоение фосфора организмом уменьшается в присутствии катионов Al^{3+} вследствие образования в кишечнике малорастворимого алюминий фосфата. Это обстоятельство необходимо учитывать при назначении препаратов алюминия, например средства против повышенной кислотности желудка $\text{Al}(\text{OH})_3$.

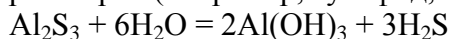
В желудке алюминий гидроксид образует гель, который нейтрализует оксоний-ионы желудочного сока:



Перешедшие в раствор ионы алюминия в кишечнике переходят в малорастворимую форму — алюминий фосфат:

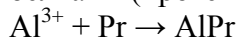


Вследствие сильного гидролиза многие соли алюминия не удается выделить из водных растворов (например, сульфид, карбонат, цианид и др.):



Из кристаллогидратов солей алюминия в медицинской практике находят применение калий-алюминий сульфат (квасцы алюмокалиевые) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ и жженные квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, которые получают нагреванием алюмокалиевых квасцов при температуре не выше 433 К. Эти препараты обладают вяжущим действием.

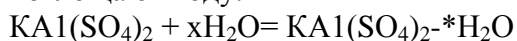
Фармакологическое действие солей алюминия основано на том, что ионы Al^{3+} образуют с белками (протеинами Pr) комплексы, выпадающие в виде гелей:



Это приводит к гибели микробных клеток и снижает воспалительную реакцию.

Квасцы применяют для полосканий, промываний и примочек при воспалительных заболеваниях слизистых оболочек и кожи. Кроме того, этот препарат применяют как кровоостанавливающее средство при порезах (свертывающее действие).

Жженные квасцы используют в виде присыпок как вяжущее и высушивающее средство при потливости ног. Осушающее действие связано с тем, что жженные квасцы медленно поглощают воду:



Вяжущим действием обладает и жидкость Бурова — 8%-ный раствор алюминия ацетата $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$.

В живых организмах с биолигандами (оксикислотами, полифенолами, углеводами, липидами) алюминий образует хелатные комплексные соединения. Как правило, связи с органическими лигандами он образует через атомы кислорода. Например, при взаимодействии Al^{3+} с полифенолами получают комплексные соединения следующего состава:

В стоматологической практике находят широкое применение соединения алюминия, например белая глина (каолин) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Каолин входит в состав цементов, которые используют как временный пломбировочный материал, а также для штамповки коронок.

Химические свойства кислородных соединений галлия, индия, таллия. Аналогично алюминию для Ga, In и Tl наиболее характерно координационное число 6. Как и для алюминия, при растворении гидроксидов и оксидов этих элементов в кислотах образуются аквакомплексы состава $[\text{Э}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, а при растворении в щелочах — гидроксокомплексы состава $\text{M}[\text{Э}(\text{OH})_4]$ или $\text{M}_3[\text{Э}(\text{OH})_6]$. Оксиды и гидроксиды Ga (III), In (III) и Tl (III) являются амфотерными соединениями.

Таллий в соединениях проявляет степень окисления +1. Ион Tl^+ имеет радиус и строение валентной оболочки, близкие ионам K^+ , Ag^+ . Вследствие этого химические и токсические свойства соединений Tl (I) похожи на свойства соединений серебра.

Таллий оксид и гидроксид обладают ярко выраженными основными свойствами. Соли таллия (I) либо не гидролизуются, либо при гидролизе образуют щелочную среду. Соединения галлия, индия и, в особенности, таллия ядовиты.

Общая характеристика р-элементов IVA-группы.

IVA-группу периодической системы элементов Д.И. Менделеева составляют углерод, кремний, германий, олово, свинец. Общая электронная формула валентной оболочки атомов элементов IVA-группы — ns^2np^2 .

Атомы этих элементов имеют по четыре валентных электрона на s- и p-орбиталях внешнего энергетического уровня. В невозбужденном состоянии не спарены два p-электрона. Следовательно, в соединениях эти элементы могут проявлять степень окисления +2. Но в возбужденном состоянии электроны внешнего энергетического уровня приобретают конфигурацию ns^1np^3 , и все 4 электрона оказываются неспаренными.

В соответствии с электронным строением возбужденного состояния элементы IVA-группы могут проявлять в соединениях степень окисления +4. Радиусы атомов элементов IVA-группы закономерно возрастают с увеличением порядкового номера. В этом же направлении закономерно снижается энергия ионизации и электроотрицательность.

При переходе в группе C—Si—Ge—Sn—Pb уменьшается роль неподеленной электронной пары на внешнем s-подуровне при образовании химических связей. Поэтому если для углерода, кремния и германия наиболее характерна степень окисления +4, то для свинца +2.

В живом организме углерод, кремний и германий находятся в степени окисления +4, для олова и свинца характерна степень окисления +2.

В соответствии с возрастанием размеров атомов и падением энергии ионизации при переходе от углерода к свинцу неметаллические свойства ослабевают, так как снижается способность присоединять электроны и увеличивается легкость их отдачи. Действительно, первые два члена группы: углерод и кремний — типичные неметаллы, германий, олово и свинец — амфотерные элементы с ярко выраженными металлическими свойствами у последнего.

Усиление металлических признаков в ряду C—Si—Ge—Sn—Pb проявляется и в химических свойствах простых веществ. В обычных условиях элементы C, Si, Ge и Sn устойчивы по отношению к воздуху и воде. Свинец же окисляется на воздухе. В электрохимическом ряду напряжений металлов Ge располагается после водорода, а Sn и Pb непосредственно перед водородом. Поэтому германий не реагирует с кислотами типа HCl и разбавленной H₂SO₄.

Электронное строение и размер атома, среднее значение электроотрицательности объясняют прочность связи C—C и склонность атомов углерода к образованию длинных гомоцепей:

Благодаря промежуточному значению электроотрицательности углерод образует малополярные связи с жизненно важными элементами — водородом, кислородом, азотом, серой и др.

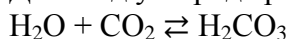
Молекулы, содержащие C—C-связи, могут иметь линейное, разветвленное и циклическое строение. Различные органические молекулы, содержащие связанные между собой атомы углерода с разнообразными заместителями, образуют громадное число биомолекул.

Химические свойства кислородных соединений углерода и кремния. Среди неорганических соединений углерода, кремния и их аналогов для медиков и биологов наибольший интерес представляют кислородные соединения этих элементов.

Углерод (IV) и кремний (IV) оксиды ЭО₂ являются кислотными, и соответствующие им гидроксиды H₂ЭО₃ — слабыми кислотами. Соответствующие оксиды и гидроксиды остальных элементов IVA-группы амфотерны.

Диоксид углерода CO₂ постоянно образуется в тканях организма в процессе обмена веществ и играет важную роль в регуляции дыхания и кровообращения. Диоксид углерода является физиологическим стимулятором дыхательного центра. Большие концентрации CO₂ (свыше 10%) вызывают сильный ацидоз — снижение pH крови, бурную одышку и паралич дыхательного центра.

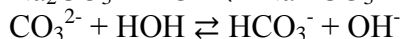
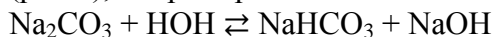
Диоксид углерода растворяется в воде. При этом в растворе образуется угольная кислота:



Равновесие смещено влево, поэтому большая часть углерода диоксида находится в виде гидрата CO₂·H₂O, а не H₂CO₃. Угольная кислота H₂CO₃ существует только в растворе. Относится к слабым кислотам.

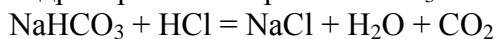
Как двухосновная кислота, H₂CO₃ образует средние и кислые соли: первые называются *карбонатами*: Na₂CO₃, CaCO₃ — карбонаты натрия и кальция; вторые — *гидрокарбонатами*: NaHCO₃, Ca(HCO₃)₂ — гидрокарбонаты натрия и кальция. Все гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде; из средних солей растворимы карбонаты щелочных металлов и аммония.

Растворы солей угольной кислоты вследствие гидролиза имеют щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$), например:

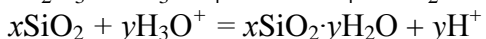
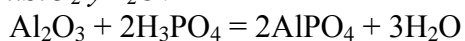


Водородкарбонатная буферная система ($\text{H}_2\text{CO}_3\text{—HCO}_3^-$) служит главной буферной системой плазмы крови, обеспечивающей поддержание кислотно-основного гомеостаза, постоянного значения рН крови порядка 7,4.

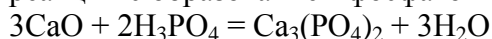
Так как при гидролизе карбонатов и гидрокарбонатов получается щелочная среда, эти соединения применяют в медицинской практике в качестве антацидных (нейтрализующих кислоты) средств при повышенной кислотности желудочного сока. К ним относятся гидрокарбонат натрия NaHCO_3 и карбонат кальция CaCO_3 :



В силикатный цемент, содержащий SiO_2 , добавляется жидкость, которая представляет собой водный раствор ортофосфорной кислоты H_3PO_4 , частично нейтрализованный оксидом цинка ZnO и гидроксидом алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$. Процесс «схватывания» силикат-цемента начинается с разложения порошка ортофосфорной кислотой с образованием коллоидных растворов фосфата алюминия и кремниевых кислот переменного состава $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$:



В процессе приготовления пломб в результате перемешивания происходят химические реакции с образованием фосфатов металлов, например



В воде хорошо растворимы силикаты только щелочных металлов. При действии минеральных кислот на растворы силикатов получают кремниевые кислоты, например метакремниевую H_2SiO_3 и ортокремниевую H_4SiO_4 .

Кремниевые кислоты слабее угольной, они выпадают в осадок при действии CO_2 на растворы силикатов. Силикаты сильно гидролизуются. Это является одной из причин разрушения силикатов в природе.

При сплавлении различных смесей силикатов друг с другом или с кремнием диоксидом получают прозрачные аморфные материалы, называемые стеклами.

Состав стекла может изменяться в широких пределах и зависит от условий получения.

Кварцевое стекло (почти чистый кремнезем) переносит резкие изменения температуры, почти не задерживает ультрафиолетовые лучи. Такое стекло используют для приготовления ртутно-дуговых ламп, которые широко применяют в физиотерапии, а также стерилизации операционных.

Фарфоровые массы, применяемые в ортопедической стоматологии, состоят из кварца SiO_2 (15—35%) и алюмосиликатов: полевого шпата $\text{Э}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, где Э — К, Na или Ca (60—75%), и каолина $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (3—10%). Соотношение компонентов может меняться в зависимости от назначения фарфоровой массы.

Полевой шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ — основной материал для получения стоматологических фарфоровых масс. При плавлении он превращается в вязкую массу. Чем больше полевого шпата, тем прозрачнее фарфоровая масса после отжига. При отжиге фарфоровых масс полевой шпат, как более легкоплавкий, понижает температуру плавления смеси.

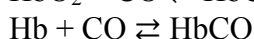
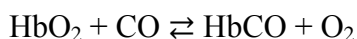
Каолин (белая глина) — необходимая часть стоматологического фарфора. Добавка каолина уменьшает текучесть фарфоровой массы.

Кварц, входящий в состав стоматологического фарфора, упрочняет керамическое изделие, придает ему большую твердость и химическую стойкость.

Моноксид углерода CO. Из соединений элементов IVA-группы, в которых они проявляют степень окисления +2, интерес для медиков и биологов представляет оксид углерода (II) CO. Это соединение ядовито и чрезвычайно опасно, потому что не имеет запаха.

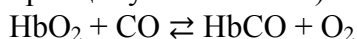
Оксид углерода (II) — угарный газ — продукт неполного окисления углерода. Как это ни парадоксально, одним из источников CO является сам человек, организм которого производит и выделяет во внешнюю среду (с выдыхаемым воздухом) за сутки около 10мл CO. Это так называемый эндогенный оксид углерода (II), который образуется в процессах кроветворения.

Проникая с воздухом в легкие, оксид углерода (II) быстро проходит через альвеолярно-капиллярную мембрану, растворяется в плазме крови, диффундирует в эритроциты и вступает в обратимое химическое взаимодействие как с окисленным HbO₂, так и с восстановленным гемоглобином Hb:



Образующийся карбонилгемоглобин HbCO не способен присоединять к себе кислород. Вследствие этого становится невозможным перенос кислорода от легких к тканям.

Высокое химическое сродство оксида углерода (II) CO к двухвалентному железу является основной причиной взаимодействия CO с гемоглобином. Можно полагать, что и другие бионеорганические соединения, содержащие ионы Fe²⁺, должны реагировать с этим ядом. Так как реакция взаимодействия оксигемоглобина с угарным газом обратима, то повышение в дыхательной среде парциального давления O₂ будет ускорять диссоциацию карбонилгемоглобина и выделение CO из организма (равновесие смещается влево по принципу Ле Шателье):



В настоящее время имеются лечебные препараты, которые используют в качестве антидотов при отравлении организма оксидом углерода (II). Например, введение восстановленного железа резко ускоряет удаление CO из организма в виде, очевидно, карбонила железа. Действие этого препарата основано на способности CO выступать в качестве лиганда в различных комплексах.

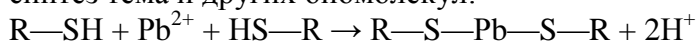
Химические свойства соединений олова и свинца. Оксиды олова (II) и свинца (II), SnO и PbO амфотерны, так же как и соответствующие им гидроксиды Sn(OH)₂ и Pb(OH)₂.

Соли Pb²⁺ — ацетат, нитрат — хорошо растворимы в воде, малорастворимы хлорид и фторид, практически нерастворимы сульфат, карбонат, хромат, сульфид. Все соединения свинца (II), в особенности растворимые, ядовиты.

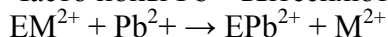
Биологическая активность свинца определяется его способностью проникать в организм и накапливаться в нем.

Свинец и его соединения относятся к ядам, действующим преимущественно на нервно-сосудистую систему и непосредственно на кровь. Химизм токсического действия свинца весьма сложен. Ионы Pb²⁺ являются сильными комплексообразователями по сравнению с катионами остальных р-элементов IVA-группы. Они образуют прочные комплексы с биолигандами.

Ионы Pb²⁺ способны взаимодействовать и блокировать сульфгидрильные группы SH белков, в молекулах ферментов, участвующих в синтезе порфиринов, регулирующих синтез тема и других биомолекул:

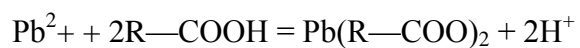


Часто ионы Pb²⁺ вытесняют естественные ионы M²⁺, ингибируя металлоферменты EM²⁺:



Вступая в реакции с цитоплазмой микробных клеток и тканей, ионы свинца образуют гелеобразные альбуминаты. В небольших дозах соли свинца оказывают вяжущее действие, вызывая гелефикацию белков. Образование гелей затрудняет проникновение микробов внутрь клеток и снижает воспалительную реакцию. На этом основано действие свинцовых примочек.

По мере увеличения концентрации ионов Pb²⁺ образование альбуминатов приобретает необратимый характер, накапливаются альбуминаты белков R—COOH поверхностных тканей:



Поэтому препараты свинца (II) оказывают преимущественно вяжущее действие на ткани. Их назначают исключительно для наружного применения, поскольку, всасываясь в желудочно-кишечном тракте или дыхательных путях, они проявляют высокую токсичность.

Неорганические соединения олова (II) не очень ядовиты, в противоположность органическим соединениям олова