|  |  |
| --- | --- |
| 01. Энтальпия и т.д 1. Н2 в природе. Изотопы Н2: протий, дейтерий, тритий. 2. Хим. св-ва Н2 3. Гидриды Ме и Нем, их св-во и получ.  4. Получение и прим. Н2 5. О2. Общ хар-ка 6. Нахожд. О2 в природе.  7. Получ. О2 8. Строение молекулы О2 9. Св-ва О2 10. Озон, его получ. и св-ва 11. Н2О. Распространенность в природе. Значение Н2О в биосфере  12. Строение Н2О и ее физ. св-ва. 13. Н2 – связь в Н2О 14. Хим св-ва Н2О  15. Классифик. природных вод и их водоподготовка. Жесткость Н2О.  16. Н2О2, его строение и получ. Кислотные, окислит. и восстановит. св-ва.  17. Общ характеристика элементов VIIA гр таблицы М (ТМ). СО галогенов. Нахождение в природе. 18. Простые вещ-ва F2, Cl2, Br2, I2. Методы их получения и св-ва. 19. Взаимодействие Г с Н2О и щелочами.  20. Н2 соедин Г и их восстан св-ва 21. Н2-связь в молекуле НF. Структура HF в газовой, жидк и тверд фазах 22. Соединения Г с О2  23. О2 – содержащие к-ты Cl, B, I. Сопоставление их кисл и восстан св-в  24. О2- содержащие к-ты Cl и их св-ва. 25. Дифториды Ме 26. Комплексныес соедин Г-нов. 27. H2S, получ. строение, св-ва. Сульфиды, методы их получ и св-ва. Раст-мость и гидролиз сульфидов. 28. Полусульфиды. Селениды и теллуриды. 29. Применение S, Se, Te и их соедин. 30. Взаимод H2SO4 с Ме. 31. S, Se, Te. Общ хар-ка, нахожд. в прир, получ и св-ва. Аллотропия. 32. Диоксиды S, Se, Te. Получ и св-ва. 33. Соли О2- содерж. кис-т серы. Сульфиты, сульфаты. 34. О2-содерж к-ты S. H2SO3. H2SO4. Дисерная к-та, тиосерная к-та, пероксодисерная. Строение и св-ва  35. Н2 – содеин. N2. Аммиак, гидроксиламин, гидразин. Азотоводородные к-ты. Строение, с-ва, получ. 36. Ох азота. Их получ, св-ва, строен  37. Азотисчтая к-та, ее строение и св-ва. Нитриты и их св-ва  38. Сравнен строен и св-в галогенидов N2, P, As, Sb, Bi. Гидролиз галогенидов.  39. Применение N2 и его соедин. азотные удобрения  40. Р. Общ хар-ка, нахожд в природе. Аллотропия. Красный, белый, черный Р, их св-ва и получ. 41. Общ хар-ка As, Sb, Bi, нахожд в прир. 42. ТриОх S, получ. св-ва, строен.  43. Азотн. к-та. Строен и св-ва. Взаимод Ме с HNO3. Нитраты  44. Н2 – соедин. Р. Фосфин, дифосфин твердые гидриды фосфатов.  45. К-ты as, Sb, Bi, их получ и св-ва.  46. Общ хар-ка э-тов VA гр. СО и типы соедин.  47. Галогениды Р, получ, строение, св-ва.  48. Азот. Общ хар-ка и нахожд в прир. Строение молекул N2. Проблемы связанного азота, его св-ва и получ.  49. Ох Р (3,5). Фосфорные к-ты. Строение, св-ва и получ.  50. Примен Р и его соедин. Фосфорные удобрения | 0.1 Внутр энерг характеризует общий запас энергии системы и включает все виды энергии движения и взаимод частиц, но не включает кинет энергию вцелом и пот энергию. Т/д пользуется понятием изменения внутр энергии. ΔU=Uкон-Uнач dU Энтальпия характеризует запас энергии системы при р=const она числено равна: H=U+pV  ΔH=ΔU+pΔV dH  ΔH=Hкон-Hнач  Закон Гесса:  Тепловой эффект х.р. зависит только от вида и состояния исходных в-в и кон продуктов. При термохим рассчетах использ термохим у-ия. Т.х. у-ия обязательно должны содержать молярные кол-ва в-в, в правой части должен быть приведен тепловой эффект, должны быть указаны агрегатные состояния в-в, с т.х. у-иями можно производить все алгебраические действия.  Энергия Гиббса G=H-TS. ΔG=ΔH-TΔS. S = Qобр(кол-во теплоты, погл сис-мов в изотермич обратимом проц.)/T  1. H2 широко распространен в природе. Он входит в состав Н2О, глин, каменного и бурого угля, нефти и т.д., а также во все животные и растительные организмы. В свободном состоянии водород встречается крайне редко (в вулканических и др. природных газах). Водород - самый распространенный элемент космоса: он составляет до половины массы Солнца и большинства звезд. Юпитер и Сатурн в основном состоят из водорода. Он присутствует в атмосфере ряда планет, в кометах, газовых туманностях и межзвездном газе. H2 имеет три изотопа с массовыми числами соответственно 1, 2 и 3: 1H p(e) протий, 2D(2H) (p+n)e дейтерий 3T(3H) (p+2n)e тритий. Протий и дейтерий - стабильные изотопы. Нормальный изотопный состав природных соед водорода соответствует отношению D : H = 1 : 6800 (по числу атомов). Тритий - β-радиоактивен, период полураспада T1/2 = 12,26 года.  2. Н2 проявляет и восстановительные, и окислительные свойства. В обыч услблагодаря прочности молекул он сравнительно мало активен и непосредственно взаимодействует лишь со фтором. При нагрев же вступает во взаимодействие с многими неМе - хлором, бромом, кислородом и пр. Восстановительная способность водорода используется для получения некоторых простых веществ из Ох-в и галидов: CuO + H2 = Cu + H2O В кач окислителя водород взаимодействует с активными Ме: 2Na + H2 = 2NaH |
| 51. Угольная к-ты и ее соли. Строен, св-ва и получ.  52. SiO2, строен и св-ва. Кварцевое стекло.  53. С. Общ хар-ка, нахожд в прир. Аллотрпия.  54. Общ хар-ка эл-тов IVA гр. СО эл-тов и типы их соедин  55. Карбиды, их получ и св-ва  56. Стекло и керамика  57. Применен С и его соедин  58-59. Si. Общ хар-ка, нахожд в прир. Получ, св-ва и прим Si.  60. Ge, Sn, Pb. Хаар-р измен. строен и св-в прост выщ-в. Ох и гидрОх Ge, Sn, Pb.  61. Германаты,станнаты и плюмбаты (2,4). Сульфиды Ge, Sn, Pb.  62. Н2 – соедин Si, их получ и св-ва. Силициды Ме.  63. Электролиз расплавово солей и гидрокс ЩеМе  64. Общ хар-ка Ia гр, нахожд в прир, получ.  65. Гидриды щеме, их строен и св-ва  66. Гидриды, Ох и гидрокс щеме, нахожд в прир и получ.  67. Общ хар-ка солей щеме.  68. Хим св-ва и сравнен хим акт щеме  69. Окси и перокс щеме, хим связь в этих соедин и св-ва  70. Хим св-ва и активн Li  71. Гидрокс щеме, их получ и св-ва  72. Примен щеме  73. Строен атомов, закономерн измен Rатом, сродство к е и электроотр в ряду Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.  74. Общ хар-ка щеземе, нахожд в прир, получ.  75. Законом. измен св-в Ме и их соедин в ряду Be-Ra  76. Ох, оксогидроксид Ал, их строен, получ и св-ва  77. Особенности Ве и его соедин в ряду щеземе. Токсичность Соедин Ве.  78. Mg, его хим св-ва, раств. солей Mg.  79-80. Хаар-р измен кислотно-осн. св-в однотипн соедин в ряду Be-Ra  81. Амфотерность Be(ОН)3  82. Общая хар-ка солей щеземе, гидролиз солей Ве и магния.  83. B2O3  и Н3ВО3, строение и св-ва  84. Галогениды бора, тетрафторбораты Ме.  85. Бориды, их получ и св-ва. Бороводороды, тх получ. строен. и св-ва.  86. Борогидриды Ме.  87. Прменен. соедин В.  88. Общ хар-ка солей Al, их раств, гидролиз.  89. Квасцы.  90. Общ хар-ка эл-тов IIIa гр. Хаар-ные СО и типы соедин.  91. Нитрид бора, строение и св-ва  92. Гидриды Al, алюмогидриды Ме.  93. Ga, In, Tl, общая хар-ка, нахожд в прир, св-ва и примен  94. Al. Общ хар-ка, нахожд в прир, св-ва и примен.  95. Соединения Tl (I). Токсичность соедин Tl+.  96. Соединен типа АВ. Арсенид индия и антимонил галлия. Примен.  97. Сопоставление св-в B, Al, In, Ga, Tl  98. Примен соедин Al 99. В. Общ хар-ка, нахожд в прир, получ, св-ва и примен. | 3. В тех случаях, когда водород выступает в кач окислителя, он ведет себя как галоген, образуя аналогичные галидам гидриды. Однако образование иона H- из молекулы H2 - процесс эндотермический (энтальпия образования H- составляет +150,5 кДж/моль). Поэтому по окислительной активности водород существенно уступает галогенам. По этой же причине ясно выраженный ионный характер проявляют лишь гидриды наиб активных Ме - щелочных и щелочноземельных, например KH и CaH2.  К ковалентным отн гидриды менее электроотрицательных, чем сам водород, неМеических элементов. К ковалентным отн, например, гидриды состава SiH4 и BH3. По хим природе гидриды неМе являются кислотными соедми.  Различие в хим природе гидридов можно легко установить по их поведению при гидролизе. Характерной особенностью гидролиза гидридов является выделение водорода. Реак протекает по окислительно-восстановительному механизму. Отрицательно поляризованный атом H(-1) в гидриде и положительно поляризованный атом H(+1) в воде переходят в состояние с нулевой СО:  KH + HOH = KOH + H2; -----------SiH4 + 3HOH = H2SiO3 + 4H2  За счет выделения водорода гидролиз протекает полностью и необратимо. При этом основные гидриды образуют щелочь, а кислотные - кислоту.  В кач амфотерного соед можно рассматривать гидрид Al AlH3, который в зависимости от партнера по реакции может выступать и как донор электронных пар (основное соед), и как акцептор (кислотное соед):  AlH3 (основный) + 3BH3 = Al(BH4)3  KH + AlH3(кислотный) = K[AlH4]  Стандартный потенциал системы 1/2H2/H- равен -2,23 В. Следовательно, ион H- - один из самых сильных восстановителей. Поэтому ионные, а также комплексные гидриды - сильные восстан-ли. Они находят широкое применение для проведения различных синтезов, для получения водорода и в химическом анализе. Гидрид кальция CaH2 применяется, кроме того, в кач осушителя для удаления следов влаги.  Меическими свойствами обладают водородные соед d- и f-элементов. Эти соед получаются в виде Меоподобных темных порошков или хрупкой массы, их электрическая проводимость и теплопроводность типичны для Ме. Это гидриды нестехиометрического состава. Идеализированный состав Меических гидридов чаще всего отвечает формулам MH (VH, NbH, TaH), MH2 (TiH2, ZrH2, HfH2, ScH2) и MH3 (UH3, PaH3). Ме гидриды используются как восстан-ли для получения покрытия из соответственного Меа, а также для получения Ме в виде порошков. |
| 4. Получ Н2 В пром Н2 получают в основном из природных и попутных газов, продуктов газификации топлива (водяного и паровоздушного газов) и коксового газа. В основе производства водорода лежат каталитические реакции взаимодействия с водяным паром (конверсии) соотвнтственно углеводородов (главным образом метана) и Оха (II) углерода, например: CH4 + H2O 🡨 800oC🡪 CO + 3H2 , CO + H2O 🡨 600oC🡪 CO2 + H2 , Водород получают также неполным окислением углеводородов, например: 2CH4 + O2 = 2CO + 4H2  В связи с уменьшением запасов углеводородного сырья большой интерес приобретает метод получения водорода восстановлением водяного пара раскаленным углем: C + H2O = CO + H2 При этом образуется генераторный газ. Затраты энергии на его получ можно скомпенсировать за счет реакции неполного окисления угля: 2C + O2 = 2CO  При комбинировании этих двух процессов получается водяной газ, состоящий в основном из смеси H2 и CO.  Из главных смесей с большим содержанием водорода его выделяют глубоким охлаждением смеси. Водород производят также электролизом Н2О. В лабораторных условиях водород получают взаимодействием цинка с соляной или серной кислотой.  Водород широко используется в хим пром для синтеза. В смеси с CO (в виде водяного газа) применяется как топливо. Жидкий водород - одно из наиб эффективных реактивных топлив. В атомной энергетике для осуществления ядерных реакций большое значение имеют изотопы водорода - тритий и дейтерий.  5. В 1777 году французский химик Антуан Лоран Лавуазье (1743–1794) объяснил процессы дыхания и горения и дал название кислороду – Oxygenium. Природный кислород состоит из трех стабильных изотопов: 16O – 99,76%, 17O – 0,04%, 18O – 0,2%. Кислород входит в состав ДНК и многих органических соед, белков. Содержится в мышечной ткани – 16%, костной ткани – 28,5% и крови человека (в человеческом организме массой 70 кг в среднем содержится 43 кг кислорода). Магнитные свойства кислорода указывают на наличие в молекуле кислорода двух неспаренных электронов. Эти электроны размещаются на разрыхляющихся молекулярных p-обриталях. Это делает эго молекулу бирадикалом. Энергия атомнизации кислорода намного меньше, чем у азота. Это одна из причин большой реакционной способности кислорода.  6. Кислород занимает первое место по распространенности в земной коре – 47,4% (по другим данным 49,13%). А атмосфере состоит из кислорода на – 20,9476%, это около 1015 тонн. В морской воде в связанном и р-ренном виде содержится – 85,94% кислорода. В связанном виде кислород входит в состав более чем 1400 минералов. В связанном виде кислород обнаружен на многих планетах солнечной системы. | 10. Озон представляет собой газ светло-синего цвета, с характерным резким запахом, р-римый в воде. Жидкий озон имеет темно-фиолетовый цвет, а твердый сине-черный. Интенсивность цвета жидкого озона настолько велика, что даже через очень тонкий слой жидкости не видно нити горящей электрической лампочки. Интенсивность цвета связана с большей поляризуемостью молекул по сравнению с кислородом. Жидкий озон, запаянный в трубку можно хранить вплоть до критической температуры –12° С. Озон при концентрации в воздухе более 9% взрывоопасен, еще опаснее твердый и жидкий озон. Хранение жидкого озона производят в р-ре в четыреххлористого углерода или фреонов при низких температурах. Температура плавления tпл=-192,5° С [14]; Теплота кипения D Hкип=15193 Дж/моль [14]; Озон является сильнейшим окислителем, окисляет даже золото и платину, и уступает только фтору и фториду кислорода. Действующее начало озона, атомарный кислород: 2KI + O3 + H2O 🡪 I2 + 2KOH + O2. Индикатором на озон служит бумага, пропитанная р-ром иодида калия и крахмала, которая синеет в его присутствии. Черный сульфид свинца переходит в белый сульфат в атмосфере озона: PbS + 2O3 🡪 PbSO4 + O2. При приливании к озону аммиака образуется белый дым нитрита аммония. Озон способен чернить серебро, переводя Ме в Ох. 2.Иногда молекула озона полностью вступает в реакцию: 3SO2 + O3 🡪 3SO3, Na2S + O3 🡪 Na2SO3. 3.Со щелочами озон образует озониды, которые обычно окрашены в красный цвет: 4KOH + 4O3 🡪 4KO3 + O2 + 2H2O. 4.При озонировании непредельных углеводородов, образуюшиеся озониды разлагаясь под действием Н2О, образуют перекись водорода альдегид и кетон, зная их, можно легко идентифицировать и установить строение углеводорода. Получ озона. 1.Основным способом получения озона является пропускание тихого электрического разряда через кислород. Для получения более чистого озона смесь после этого рекомендуется охладить. 2.При медленном разложении фторида кислорода Н2О выделяется озон, кислород и фтороводород: 4OF2 + 4H2O 🡪 2O3 + O2 + 8HF. Применение озона. Озон применяют для дезинфекции Н2О и в медицине, для отбеливания тканей и очистки некоторых соед, для идентификации соед.  11. Н2О, распр. в природе. Значение Н2О в биосфере. Н2О – одно из самых распр. соедин на Земле. Основа гидросферы. В морях и океанах Н2О≈1,4⋅1018 т. В реках, озерах и водохранилищ сод-ся ≈2⋅1014т пресной воды. В виде ледников ≈2,4⋅106т. В атмосфере Земли ≈ 1,3⋅10­­13т. Входит в сос-в литосферы в виде мин, горн. пород, присутств в почв. Обяз. компонент биосферы, входит в сос-в ВСЕх жив. организмов. |
| 7. Получ кислорода. 1.Термическое разложение кислородосодержащих солей:  2KClO3 (150° C, MnO2) 🡪2KCl + 3O2, KClO4 (500° C) 🡪 KCl + 2O2, 2KNO3 (t) 🡪 2KNO2 + O2, 2KMnO4 (200° C) 🡪MnO2 + K2MnO4 + O2, 4KMnO4 (2000° C) 🡪 4MnO4 + 2K2O + 3O2. 2.Разложение Ох-в: 2Ag2O (t) 🡪 4Ag + O2, 2H2O2 (MnO2 или hv) 🡪 2H2O + O2, 2BaO2 (500° C) 🡪 2BaO + O2(метод Брина), 2H2O (NaOH, электролиз) 🡪 2H2+ O2. 3.Из сжиженного воздуха.  8. Как большинство других элементов, у атомов которых для достройки внешней оболочки из 8 электронов не хватает 1–2 электронов, кислород образует двухатомную молекулу. В этом процессе выделяется много энергии (~490 кДж/моль) и соответственно столько же энергии необходимо затратить для обратного процесса диссоциации молекулы на атомы. Прочность связи O–O настолько высока, что при 2300° С только 1% молекул кислорода диссоциирует на атомы. Электронная структура. В электронной структуре молекулы кислорода не реализуется, как можно было ожидать, распределение электронов октетом вокруг каждого атома, а имеются неспаренные электроны, и кислород проявляет свойства, типичные для такого строения (например, взаимодействует с магнитным полем, являясь парамагнетиком).  9. Газ О2 при н.у бесцветный, безвкусный и без запаха. Единственный из извест парамагнитных двухатомный газ. Длина хим связи 1,207 А0, Есв=497кДж/моль О-О. тпл=-219С, ткип=-193С. Жидкий О2 – голубая легковоспламен жидкость. Твердый О2 – светло-чиние кристаллы д=1,46г/см3. В соедх кислород проявляет СО –2, изредка +1 и +2.По хим активности кислород уступает только фтору. С большинство простых веществ он реагирует непосредственно, за исключением галогенов, благородных газов, платины и золота. Большинство простых и сложных веществ сгорают в кислороде ярким пламенем: 2Mg + O2 🡪 MgO + Q + hv, 4P + 5O2 🡪 2P2O5 + hv, аммиак горит в кислороде зеленоватым пламенем:  4NH3 + 3O2 🡪 2N2 + 6H2O. При горении щелочных Ме образуются смеси Ох-в и перОх-в, при горении остальных Ме и неМе образуются Ох-ы, как правило, высших степеней окисления, при сгорании в недостатке кислорода – Ох-ы низших степеней окисления. Некоторые Меы, как то – хром, Al и другие образуют на поверхности пленку Оха, препятствующую дальнейшему окислению. 2.Под действием кислорода р-ры гидрОх-в некоторых переходных Ме переходят в нер-римые соед, выпадают в осадок: O2 + 4Fe(OH)2(суспензия) 🡪4FeO(OH) + 2H2O,  O2 + 4Cr(OH)2 + 2H2O 🡪 4Cr(OH)3. Кислород ускоряет взаимодействие с Ме кислот: O2 + H2SO4 + Pb 🡪 PbSO4 + H2O2. Под действием кислорода р-ры некоторых веществ в кислотах и щелочах образуют комплексы: O2 + 4H2O + 2TiCl3 + 2HCl 🡪 H2O2 + 2H2[TiCl4(OH)2], O2 + 2Co(NO3)2 + 10(NH3ЧH2O) 🡪 [Co2(NH3)10(m -O22—)(NO3)4] + 10 H2O. 3.При пропускании через кислород электрических разрядов молекулярный кислород переходит в более активный атомарный: O2 🡪 2O.  Атомарный кислород способен соединятся в аллотропную модификацию кислорода озон:  3O2 🡪2O3. | 12. Строение Н2О и ее физ. св-ва. Н2О – равнобедр Δ, ∠НОН=104,50, lОН=0,957А0. О2 в молек. Н2О имеет сп3-гибрпидизацию. Хим. связи ОН образованы за счет перекрывания сп3-гибридных орбит О2 и с-орбиталей Н2. У атома О2 в молекуле Н2О имеются неподел е-пары, кот. могут быть исп д/образования дополнительных Н2 – и донорно-акцепторных связей. Именно это обст-во, а также большой дипольный момент приводит к сильн. взаимод молекул Н2О и полярными молекулами др. вещ-в. плотн=0,998г/см3. Физич св-ва Н2О аномальны, напр., плавление льда сопровождается уменьшением его V на 9%.  13. Н2 – связь в Н2О. В рез-те взаимод молекул Н2О между собой обр-ся ассоциаты. В парах часть молекул Н2О сущ-ют в виде димеров (Н2О)2. В конденсиров. фазах каждая молекула Н2О обр-ет 4 Н2 – связи. напр. к вершинам правильного тетраэдра. Длина Н2-связи Н⋅⋅⋅О ≈ 2,8А, ∠Н⋅⋅⋅О – Н 🡪180. Н/О-Н⋅⋅⋅О/Н\Н  14. Хим. св-ва Н2О. Н2Р – реакц. способн. соед, окисл. атомарным О2 и галогенами. Н2О+О🡪H2O2, H2O+F2🡪2HF+O, H2O+Г2🡪НГО+НГ, 2Н2О+2Br2🡪4HBr+O2. При пропускании паров Н2О ч/з расплавл уголь, она разлагается, образуя водяной газ. Н2О+С⬄СО+Н2. В присутс катлиз. Н2О реаг с СО, СН4 и др. углеводородами: СО+Н2О –Fe->CO2+H2, CH4+H2O-Ni, Co->CO+3H2O. Р при нагрев с Н2О образ. метафосфорную к-ту (НРО3). Н2О реаг. почти со всеми Ме при повыш т, с щеме и щеземе при комнатн, образуя Ох, Ме(ОН), к-ты. Взаимод Н2О с Ох приводит к кисл. или основнанием. Вода – олдин из наиб. важных и чаще др. исп. раств-лей.  15. Классификация природных Н2О и их водоподготовка. Жесткость Н2О. По велич. минерализации, содерж. раств-мых в Н2О мин. вещ-в (солей) природ. Н2О делится на: 1) ультрапресная (до 0,2 г/л); 2) пресная (0,2-0,5г/л); 3) слабоминерализированная (0,5-1г/л); 4) солоноватая (1-3 г/л); 5) с повыш. соленостью (10-35г/л); 6) переходая к рассолам (35-50г/л); 7) рассол (>50г/л). Осн. катионы Н2О: Са2+, Mg2+, Na+, K+⋅, Fe3+, анионы: Cl-, SO42-? HCO3-. Сос-в зависит от ГП водоема, вр. года и метеоусловий. Осн. операции водоподготовки (1 млн м3 /сутки): 1. Осветление – удаление из Н2О каллоидных частиц. 2. Обеззараживание – удаление болезнетворн. микробов и вирусов, осущ. хлорированием, озонированием или УФ облуч. Хлорир Н2О жидким или газообр Cl2. 3. Умягчение – уменьшение содержания ионов Ca2+, Mg2+, т.е. снижение ее жесткости.Общ жесткость – сумма концентраций ионов Са и Мг. Общ жестк = карбонатная (временная, удал. кипяч) и некарбонатной – пост. Врем. жесткость опред-ся наличием в воде гидрокарбонатов Са и Мг, кот при кипяч разлаг с выдел СО2. Са(НСО3)2🡪CaCO3+H2O+CO2, Mg(HCO3)2🡪Mg(OH)2+2CO2. Пост. жестк связана с присутст в Н2О сульфатов, хлоридов, силикатов и фосфатов Са и Мг. 4. Стабилизация – обработка Са (ОН)2 и Na2CO3 д/насыщ Н2О СаСО3. 5. Опреснение и обессоливание 6 Обескремнивание 7 дегозация. |
| 16.Н2О2, его строение и получ. Кислотные, окислит. и восстановит. св-ва. Н2О2 – бесцветная сиропообразная жидкость плотн=1,45г/см3. Непрочное вещ-во, способн. разлагаться со взрывом на Н2О и О2, при этом выдел большое ко-во Q(197,5Дж). Н2О2 получ. в кач-ве промеж. продукта при горении Н2, но разлагается на Н2О И О2 из-за т. Получ. при действии атомарного Н2 на О2. В промышл. Н2О2получ. электрохимич методами (анодным окисл. раст-ров Н2SO4 с посл. гидролизом образ при этом пероксодвусерной к-ты Н2S2О8: 2H2SO4🡪H2S2O8+2H++2e-, H2S2H8+2H2O🡪2H2SO4+H2O2). В молек. Н2О2 атомы Н ковалентно связаны с атомами О, между кот. осущ. простая связь. Строение: Н-О-О-Н. Молекулы обладают большой полярностью. В Н2О раст-ре под влиян полярн молекул Н2О Н2О2 может обладать кислотными св-вами. Н2О2 – оч. слабая двухосновная к-та, в Н2О р-ре распад на ионы Н+ и НО2-. Диссоц по второй ступени практич не протекаеь. Она подавл присутсв Н2О, однако при связывании ионов Н+ (напр щелочью) диссоц. по 2-й ступени идет. Соли Н2О2 наз. перекисями, сост-ят из +зар ионов Ме и отр зар ионов О22-. Н2О2 обл св-вами как окисл. так и восстан, т.к. СО О2 в Н2О2 = -1. Все же Н2О2хар-ны окисл. св-ва. Н2О2 окисл вещ-вас ϕ0 < 1.776B, восстанавл с ϕ0>0,682. Окислитель: KNO2+H2O2🡪KNO3+H2O. Восстан. Ag2O+H2O2🡪2Ag+H2O+O2.  17. Общ характеристика элементов VIIA гр таблицы М (ТМ). СО галогенов. Нахождение в природе. В переводе «рождающие соли». Фтор в соедх всегда имеет СО -1, остальные проявляют СО от -1 до +7. Почти все соедин Г соответствуют нечетным СО, что обусловлено возможностью последовательного возбуждения e в атомах элементов на d-подуровень, что приводит к увеличению числа е до 3, 5, 7.На внешнем электронном слое имеют 7 е (2s5p). В природе находятся исключительно в связанном сос-нии, - гл. обр. в виде Г-водородных кислот. F (6⋅10-2%) – плавиковый шпат (мин) CaF2, криолит Na3AlF6 и фторапатит Ca5F(PO4)3. Cl – поваренная соль (море, океан), карналлит KCl⋅MgCl2⋅6H2O, сильвин KCl. Br – в виде солей калия, натрия, магния. Бромды Ме содержаться в морской воде, в подземных рассолах, в Н2Ох озер. Иод – подземные буровые Н2О, водоросли, в виде солей калия – иодат KIO3, периодат KIO4.  18. Простые вещ-ва F2, Cl2, Br2, I2. Методы их получения и св-ва. F2: 1) F (с гр. «разрушающий»). Малые размеры и отсутствие д-подуровня придают эл-ту ряд отличит. св-в. Фтор – наиб электроотрицательный эл-т из всех. 2) Получают электролизом расплава KF⋅HF при 2500 и KF⋅2HF (1000) с медным или стальным катодом и угольным анодом в медн. или стальных электрлизерах. 3) Светло-желый газ с резким оч. неприятным запахом. Тпл=-2190С, Ткип=-1830С. Сильнейший окислитель, в его атм горят почти все вещ-ва. С пр. вещвами обр-ет фториды: S+3F2=SF6. При обычных усл не реагирует только с О, N, He, Ne, Ar. Из Ме наиб уст никель за счет пассивации. Реакции фтора с Н2-содержащими вещ-вами сопровожд. образ HF: 2Н2О+2F2=4HF+O2. С Н2 реагир со взрывом и в темноте. Cl-газ, Br-жидкость (единств из Нем), иод – твердое в-во. В виде прост вещ-в Г образ молекулы Э2, хорошо р-рим в орган раств-лях., р-рим в воде. Хар-ны св-ва окислителей, р-руют с Н2, образ галогеноводороды, явл. газами, хорошо раств в воде – сильные к-ты. Почти все способы получения Г сводятся к окисл их ионов, при помощи окислителей или под действием тока. Cl – электролиз водн рас-ров NaCl или К(катод)Сl(анод), в лаб – действ окисл на НСl. Br, I – окислением НВr и HI, в пром – из бромидов и иодидов, дейтв на р-ры Cl. | 22. Соед ГВ с О2. Все соед ГВ с О2 неуст, не получ при непоср взаимод ГВ с О2, могут быть получ только косвенным путем, так как они все характер +знач станд энергии Гиббса. Наиб уст – соли кислородн кислот, наименее- Ох-ы и к-ты. OF2 (2NaOH+2F2🡪NaF+OF2+H2O) – сильнейший окислитель – светло-желтый газ, не раств в Н2О, не реаг с Н2О. Тпл=-2240, Ткип=-1450. Молекула ОF2 имеет угловое строение. Ох-ы Cl : 2HgO+Cl2🡪 Cl+Hg-O-Hg-Cl+Cl2O; 2KClO3+C2H2O4+H2SO4🡪 K2SO4+ 2CO2+ 2ClO2+ 2H2O; 2ClO2+2O3🡪Cl­2O6+2O2; 4HClO4+P4O10🡪2Cl2O7+4HPO3.  23. Кислородосорержацие к-ты Cl, Br, I. Сопоставление их кислотных и восстановит св-в. Ох-ы Г явл ангидридами соответст. кислород-содерж кисл: HClO(хлорноватистая) HBrO(бромноватистая) HIO (иодноватистая); соли: гипо Cl, Br, I иты.HClO2 – хлористая (…иты), HCl(Br, I)O3 – хлор (бром. иод) новатая (..аты). HCl(Br,I)O4 – хлор, бром, иодная (пер..аты). Кисл св-ва в ряду НГО, НГО2, НГО3, НГО4 усиливаются, окисл – ослабевают.  24. Кислородосодержащие к-ты хлора и их соли. HOCl – хлорноватистая, слабая к-та (гипохлориты), распадается даже в разб р-ре, сильный окисл – р-ры солей к-ты прим для беления. Наиб важные из солей: хлорная известь – белый порошок с резким запахом, сильный окислиткль (Са〈) (отбелив, дезинф): Cl2 + Ca (OH)2 🡪 CaOCl2 + Н2О. Men+(ClO4)n перхлораты – один из наиб сильных безН2О окисл. НСlО3 – хлорноватая к-та (хлораты) – водн р-р с конц не выше 50%, сильная к-та и окислит. У хлоратов окисл св-ва выражены в р-ре слаюо, большинство хорошо раств в Н2О – ядовиты. КСlО3 – бертолетовая соль примен в артиллер деле для устр-ва запалов, так как с разл горюч в-вами взрывается при ударе. , в пиротехнике, спички. Хлорная к-та (перхлораты) HClO4 – бесцветн, дымящая на возд жидкость (получается действ конц H2SO4 на KClO4), безН2О – малоустойчива, взрывоопасная, ее Н2О р-ры устойчивы. Оксисл с-ва слабее, кисл сильнее – самая сильная из вскъ изв к-т.  25. Дифториды Ме. Почти все дифториды имеют структуру флюорита или рутила. Щеме, свинец, железо загор в АТС фтора, на нек ме(Cu, Ni) при низк Т ф не действ, но при нагрев р-рует со всеми. CaF2 – мин. плавиковый шпат.  26. Комлексные соед Г. Многие комплексные Г Ме гидролиз, это особ хар-но д/соедин с высшими СО Ме. Фсе комплексные фторо-кислоты –сильные. Известно немгного комплексов, в кот центром координации явл анион – это полигалогены, содерж анионы [I⋅xI2]- (x∈1;40) или [Br⋅xBr2]- (x∈1;2) |
| 19. Взаимодействие Г с Н2О и щелочами. 1)При взаим с Н2О Cl образуются HCl и НОСl – хлорноватиствая к-та.2) Фтор: При пропускании фтора через охлажд 2% рас-р NaOH образуется OF2: 2F2+2NaOH=2NaF+H2O+OF2. В горячей концентрированной щелочи реак с фтором протекает так: 2F2(г)+4ОН-(водн)=4F-(водн)+О2+Н2О. Фтор реагирует с холодной Н2О, образуя фтороводород и кислород: 2F2+2H2O=4HF+O2. 4) Бром и иод диспропорционируют в воде аналогичным Cl образом, но степень диспропорционирования в воде уменьшается от хлора к иоду. Хлор, бром и иод диспропорционируют также в щелочах. Например, в холодной разбавленной щелочи бром диспропорционирует на бромид-ионы и гипобромит-ионы (бромат (I)-ионы): Br2+2OH🡪Br-+BrO-+H2O При взаимодействии брома с горячими концентрированными щелочами диспропор­ционирование протекает дальше: 3BrO-(водн. гипобромат-ион)🡪2Br -(водн. бромат-ион)+ BrO3- (водн. бромат (5)ион) Иодат (I), или гипоиодит-ион, неустойчив даже в холодных разбавленных щелочах. Он самопроизвольно диспропорционирует с образованием иодид-иона и иодат(V)-иона. Реак фтора со щелочами, как и его реак с Н2О, не похожа на аналогичные реакции других галогенов.  20. Н2 соед Г и их восстан св-ва. Хи связь в молек ГВ – полярная ковалентная: общ. е пара смещена к атому Г. Прочность связи падает в ряду НF – HCl – HBr – HI, падает и устойч. к t. ГВ – бесцветные газы с резким запахом, хорошо раств. в воде, раст-ние сопр диссоц по кисл типу; в возд. конц. р-ры ГВ дымят вследствие выделения ГВ. Отриц ионы ГВ, за искл фторид –иона, облаз восстан св-вами, возраст в ряду Cl-, Br-, I-. При дейчствии ГВ на Ме, Ме могут окисл лишь ионами Н+, поэтому ГВ могет реаг в раст-ре только с Ме, стоящими до Н. HCl – бесцветная жидк с резким запахом получается р-рением в воде НСl. HBr, HI похожи по св-вам на HCl, но отл более выраж восстан св-вами. Молек О2 уже при tкомн окисляет HI. HBr взаим с О2 медленне, HCl не взаимод вообще. Восстан св-ва HBr, HI появл при взаим с H2SO4: 2HBr+H2SO4🡪 Br2+SO2^+2H2O; 6Hi+H2SO4🡪3I2+S+4H2O или 8Hi+H2SO4🡪 4HI2+H2S+4H2O. Обычно ГВ получ действием Н2О на соедин Br и I с P – PBr3, PI3. Водн рас-р HF – плавиковая к-та – к-та средн силы. При нейтр плавик к-ты КОН образ дифторид калия: 2HF+KOH🡪KHF2+H2O+KF⋅HF. Cоли плавик к-ты обычн плохо раств в воде.  21. Водородная связь в молекуле HF. Структура HF в газовой, жтдкой и твердой фазах.В жидк и газзобр сос-нии ассоциирован за счет парных Н2-связей HF⋅⋅⋅HF. В газовой фазе при t=tкип (19,5) ассоциаты HF содержат и солекулы HF4. В кристалл сос-нии HF имеет цепееобр полимерн структуру (/Н⋅⋅⋅F\H⋅⋅⋅F/H⋅⋅⋅F\)n | 27. Сероводород, получ, строение и свойства. Сульфиды, методы их получения и св-ва. Р-римость и гидролиз сульфидов. H2S – халькогенводород – ядовитый газ с оч. неприятным запахом тухлых яиц. Получают в аппаратах Кита: FeS+HCl🡪FeCl2+H2S^. Tкип= - 60,3, Тпл= - 85,6. На воздухе H2S горит голубоватым пламенем: 2H2S+3О2 🡪 2Н2О+2SO2. H2S легко воспламеним. H2S (к-та) сильнейший восстановитель. Встречается в природе в вулканич. газах и в Н2Ох мин ист. Средние соли H2S к-ты (водн. р-р H2S-слабая) – сульфиды, большинство нераств в воде, некоторые нераств в воде, р-римы в к-тах. Сульфиды можно получить непосредственным соед S с Ме: Fe+S🡪FeS+100.4кДж, действуя H2S на р-р. в Н2О соли соотв Ме: СuSO4+H2S🡪CuS+H2SO4. Сульфиды, р-рим в Н2О немогут быть получены из солей соотв Ме. При взаимодействии S с сульфидами Ме образ полисульфиды: Na2S+S🡪Na2Sn(n∈2-8). Сульфиды подвергаются гидролизу: Na2S+H2O⇔NaHS+NaOH (S2-+H2O⇔HS-+OH). Различия в раств сульфидов исп в аналит. химии для посл осажд Ме из р-ров.  28. Полусульфиды. Селениды и теллуриды. Селениды и теллуриды – соли селено- и теллурводорода – сходны с сульфидами в отнош раств в Н2О и к-тах.- ядовитые соед. Большинство из них в Н2О нераств, р-римы соли щелочн Me, Ва и аммония.  29. Применение S, Se, Te и их соед. S исп. для производства H2SO4, спичек, пластмасс, удобрений, взрывчатки, ядохимикатов и т.д. в проц. получ резины, в орг синтезе. Se, селениды и теллуриды – полупроводники, исп. для производства выпрямителей и фотоэлементов. Sе к стеклу=красный цвет. H2SO4 – прозв фосфорных удобр, д/чистки нефтепродуктов, в орг. синтезе, в гидроМеургии и т.д. Р-ры гидросульфидов – Ca(HSO3)2, NaHSO3, HN4HSO3 – целлюлозо-бум. промышл. Na2SO4- пр-во стекла.  30. Взаимодействие H2SO4 c Me. H2SO4конц – окислитель, окисл. Ме, стоящие в ряду напр до Ag включ. Продукты ее восстан. могут быть различны в зависим от активности Меа, конц к-ты, температуры. При взаимод с малоакт Ме H2SO4 воостан до SO2: Сг+2 H2SO4🡪 CuSO4+SO2+2H2O. При взаимод с более активн Ме продуктами восстановл могут SO2,  S, H2S. Разб. H2SO4 окисл своим ионом H2, поэтому она взаимод только с теми Ме, кот стоят в ряду напряж до Н2. Свинец не раств в разбавл к-те, так как PbSO4 нераств. |
| 31. S, Se, Te. Общ хар-ка, нахожд. в природе, получ и св-ва. Аллотропия S, Se, Te. S – 0,05% земн кор, в воле морей, океанов (0,04%), в самородном виде, в мин: пирит (Fe2S), Sb2S(антимонит), PbS (гаринит), HgS (киноварь), BaSO4 (барит), CaSO4⋅2H2O (гипс), белки, витамины. Se-лунный камень – в земн. коре 1,4⋅10-5%, изв более 50 мин: берцилианит:Cu2Se, самородн. Се, Te – 1⋅10-6­, 100мин: самородн, гессит Ag2Te, AuAgTe4 – сильвинит; ВСЕ - тверд вещ-ва. Se получают из отходов, образ при произв H2SO4, при электролитическом рафинировании меди и пр. S получают из самородной, плавлением и дальн очисткой, а также из газов, обр при коксировании и газификации угля. Хим св-ва: S, Se, Te опред строением их внешнего валентн Е уровня. За счет несп е np-подуровня и наличия вакант д-орбит, на кот могут перех е с- и п-подуровней СО этих эл-тов от -2 до +6. В ряду S, Se, Te окисл способн эл-тов ослабевает, восстан – увеличив. S, Se, Te могут быть как окисл так и восстан: Zn+S🡪ZnS, S+O2 🡪 SO2, участвовать в реакц диспропорционир: S+NaOH🡪Na2S+Na2SO3+H2O. C H2 S, Se, Te образ ХГ-Н2: Н2S, H2Se, H2Te. Аллотропия: 1) S сущ. в неск модификациях, изучены- ромбическая, моноклинная и пласическая. При об усл устойчива ромбическая модифик α-сера, при t>95.4 – моноклинная β-сера, медл переход в α форму при комн. Т. Молекулы α и β модифик состоят из 8 атомов: S8 .Пары S при Ткип сос-ят из семси 59%-S8, 34% - S6, 4% - S4 3% S2. При быстром охлажд расплавл серы, образ пластическая сера, переход в α-серу при Ткомн. Пурпурная сера – при кристаллиз паров серы на поверхн охлажд жидким азотом. 2)Se известен в уст серой модификации Тпл=215, Тк=685, плотн=4,8г/см3 и менее уст красной и черной, отлич от др. различным строен кристаллов. В парах Se ведет себя аналог S 3) Te встреч в двух модифик – аморфный темно-коричнев и серебристо-белый. Пары сост из солек Те2.  32. ДиОх-ы S, Se, Te. Получ и св-ва. ДиОх-ы S, Se, Te получаются при нагрвании с O2, являются ангидридами соотв к-т. При обычн условиях диОх-ы Se, Te – твердые вещ-ва, проявляют преимущ окисл св-ва, легко восстан до свободных Se и Те. Действие сильных окислителей на диОх-ы Se, Te могут быть переведены в селеновую и теллурвую к-ты. SO2  получают из смеси оставш после обжига колчедана, сжиганием серы, из отходящих газов заводов цветной Меургии, из топочных газов, из гипса. SO2  образ при прокаливании на возд сулифидов Ме. SO2  - бецветный газ с резким запахом горящей серы. Хорошо рпстворим в воде, с образ Н SO4.  33.Соли кислородосодержащих кислот S. Сульфиты, Сульфаты. Сульфиты – средние соли H2SO3 - восстан-ли. Сульфиты наиб активн Ме при прокаливании разлагаются с образ сульфидов и сульфатов. Сульфиты К и Na примен для отбеливания некторых матер, в текстильной пром при краш тканей, в фотографии. Сульфаты – средние соли H2SO4 – большинство довольно хорошо р-римы в воде. К практически нераств относ (см табл раств). BaSO4 нераств не только в Н2О, но и в кисл. разб, поэтому обр белого осадка в к-тах служит указанием на ионы SO42-. Na2SO4 – глаубевая соль, примен при изгот стекла. K2SO4-бесцветн крист, хорошо раств в Н2О. Сульфат Магния содерж в морской воде, Кальция в виде гипса. Купоросы – сульфаьы меди, железа, цинка и нек др Ме, содерж кристалл Н2О | 35. Водородные соед азота. Аммиак, гидроксиламин, гидразин. Азотоводородные к-ты. Строение, св-ва, получ. 1) Аммиак – NH3 – бесцветный газ с резким запахом. Молекула NH3 имеет форму правил. тригональн пирам, с атомом N в сос-нии сп3-гибридизации. Ткип=-35,35, Тпл = -77,7. NH3 прекрастно р-рим в Н­2О, образовывая гидрОх аммония – слабое основание: NH3 + Н2О🡪NH4OH ⬄NH+4+OH-. Жидк NH3 – прекр раствиритель, раств многие Ме. Рас-ры Ме в NH3 имеют Ме-ую проводимость и явл сильнейш восстан. NH3 - весьма реакционное соедиение, д/кот. хар-ны реакции просоедин. 2) Гидроксиламин NH2OH – бесцветные кристалла (тпл=33) , способен к р-циям присоед с образ связей донорно-акцепнорному способу. Хорошо раств в Н2О, с к-тами дает соли. Проявляет как окислит, так и восстан. в-ва. 3) Гидразин N2H4 – бесцветная жидк, ткип=113,5, получ при действии гипохлорита Na NaClO на конц раст-р аммиака. . Способность к реакц. присоед, хорошо раств в Н2О, при взаимод с к-тами образ ряд солей, бладает основными с-вами. N2H4 – хороший восстановит, составная часть топлива ракетных двигателей. Он и его пары ядовиты. 4) Азитоводородная к-та H­N3 может быть получен действием HNO2 на водн рар-р гидразина, бесцветная жидк (ткип=36) с резким запахом. Слабая к-та, диссоциирцет на ионы Н+ и N3-. Анион азидоводорода: , взрывчатое вещ-во.  36. Ох-ы азота. Их получ, св-ва, строение. 1) Ох азота (I) N2O (полуокись азота, веселящий газ) имеет слабый приятный запах и сладковатый вкус – средство д/наркоза. Молекула линейна: N-=N+=O, получают разложением NH4NO при 250С: NH4NO🡪 N2O+H2O. N2O проявляет сильные окисл св-ва. С Н2, NH3, CO, органич вещ-вами образ. взрывоопасн. смеси. 2) NO (монОх азота). N=O, при обычн усл быстро окисл до NO2. NО почти нераств в Н2О – несолеобраз Ох. Взаимод с Г с образ нитрозилгалогенов: 2 NО+Сl2🡪2NOCl. С H2SO4 в присутствии воздуха образует нитрозил серную к-ту (NO)HSO4. Получ. каталит окисл NH3 как побочн прод в пр-ве азотной к-ты. В атмосф NO образ при грозов разрядах. 3) N2O3 (диОхтриазот) сущ-ет при t<-101C, при более высоких t разлагается: N2O3 ⬄ NO+NO2. Образуется при пропускании электрич искры ч/з жидкий воздух. 4) NO2 – диОх азота. . При обычных t сущ-ет в равновесии с тетраОхом диазотом N2O4: 2NO2 ⬄ N2O4, При t>140С равновесие полн смещается влево. Твердое вещ-во – чистый димер. NO2 взаимод с Н2О и щелочами. NO2 и N2O4 – сильн окисл. Получ в лаб разложением безН2О (PbNO3)2 🡪(t) PbO2+2NO2. 5) N2O5 при комн т самопроиз разл на NO2 и О2. Раств-ся в Н2О, образуя азотную кислоту. В лаборатории получают взаим NHO3 c P2O5. Все Ох-ы азота физиологич аналогм, кроме N2O, сильно ядовиты.  37. Азотистая к-та, ее строение и св-ва. Нитриты и их св-ва.HNO2 получают действием неорган кис-т на нитриты Ме: 2NaNO2+H2SO4 ⬄Na2SO4+2HNO2. HNO2 – одноосн. к-та среднй силы, при взаимод с основ образует соли – нитриты. Проявляет окислит-восстан двойств (2HNO2+2KI+H2SO4🡪2NO+I2+K2SO4+2H2O; 5HNO2+2KMNO4+3H2SO4🡪5HNO3+ 2KMNSO4+K2SO4+3H2O), известна только в сильно разб р-рах. Нитриты – кристаллы, хорош раств в Н2О (за искл серебра). |
| 34.Кислородосодержащие к-ты серы. H2SO3, H2SO4, дисерная, тиосерная, пероксодисерная к-та. Строение и св-ва. 1) Н2SO3 – очень непрочное соед, изветна только в Н2О р-рах. Р-р Н2SO3  поглощает кислород из воздуха окискляется до серной. Н2SO3  - хороший восстановитель, при взаимодействии с сильными восстан. может играть роль окисл. 2)H2SO4 - строение. H2SO4 образ при взаимод SO3 c H2O. Безводная H2SO4 - бесцветная маслянист жидк, тпл=10,3С. При раств H2SO4 в Н2О образ гидраты, выдел большое кол. теплоты. Обладает способностью поглозать воду, H2SO4конц – сильный окислитеь. H2SO4конц – окислитель, окисл. Ме, стоящие в ряду напр до Ag включ. Продукты ее восстан. могут быть различны в зависим от активности Меа, конц к-ты, температуры. При взаимод с малоакт Ме H2SO4 воостан до SO2: Сг+2 H2SO4🡪 CuSO4+SO2+2H2O. При взаимод с более активн Ме продуктами восстановл могут SO2,  S, H2S. Разб. H2SO4 окисл своим ионом H2, поэтому она взаимод только с теми Ме, кот стоят в ряду напряж до Н2. Свинец не раств в разбавл к-те, так как PbSO4 нераств. 3)Олеум –– р-р SO3 в H2SO4, широко примен в пром д/ очистки нефтепродуктов, произв красителей, взрывчат вещ-в. В олеуме часть молекул SO3 соедин с H2SO4, при этом образуется двусерная (пиросерная к-та): H2S2H7. При охложд олеума двусерная к-та выдел в виде бесцв кристаллов, соли двусрной к-ты – дисульфаты или пиросульфаты. 4) Тиосерная к-та H2S2O3. Получается, если прокипятить Na2SO3 c cерой и, отфильтр изб S оставить охлажд, получатся соли тиосерной к-ты. . H2S2O3  неустойчива, распад при ткомн, устойчивы ее соли – тиосульфаты. 5) Пероксолвусерная к-та получается при соединении попарно ионов HSO4-, получившихся при электролизе 50% р-ра H2SO4 на аноде. H2S2O8: . Обладает сильными оксилительными св-вами. | 38. Сравнение строения и св-в галогенидов азота, фосфора, мышьяка, сурьмы и высмута. Гидролиз галогенидов. Известны бинарные галогениды МХ3 и МХ5. . Все тригалогениды быстро гидролизуются и довольно летучи; газообразн молекулы имеют пирамидальную решетку. Большинство тригалогенидов обр. молекулярные решетки, но AsI3, SbI3 и BiI3 кристаллиз в слоистых решетках, не содерж отд. молекул. BiF3 обр-ют ионную решетку. Все трихлориды и трифториды, иск Р, присоед доп ионы галогена, образ галогенистые комплексные анионы. PF3 – бесцветный газ, способен образ комплексы с переходными Ме. PCl3  - летучая низкокипящ жидкость, гидролиз с образ фосфористой к-ты. Тригалогениды As, Sb Bi подобны произв Р как по физ так и по хим св-вам. Проявляют заметную электропроводн. Известны 7 бинарных пентагалогенидоы: 4 фториды, ЗCl5, PBr5, SbCl5/ Способность этих соедин диссоциировать в газовой фазе на тригалогениды и галогены различны.  39. Применение N2 и его соед. Азотные удобр. Основная обл. примения N2 – синтез аммиака, кот. исп в пр-ве HNO3, мочевины, NH­4NO3, в чистом виде как удобрение и т.ж. Свободный азот прим. как защитную атмосф в хим. и Ме процессах. Жидкий азот – самый дешевый хладогент. Осн обл прим азотистой к-ты – орг. синтез и пр-во мин. удобрений, взрывчатых вещ-в. Особая область – азотные удобрения.  40. Фосфор. Общ хар-ка, нахожд. в природе. Аллотропия Р: красный, белый, черный Р, их св-ва и получ. Содерж Р в земн коре 9,3⋅10-2%. Осн мин: фосфорит Са3(РО4)2 и апатит 3Са3(РО4)2⋅СаХ2, где Х=F, Cl, OH. Р-биогенный эл-т. В орг ч-ка 1%по массе. Р образ 11 аллотр. форм. 1) Белый Р Тпл=44, Ткип=257. Белые крист со своеобр запахом, очень мягкие – мягче воска. В парах сос-ит в осн из молекул Р4, ядовит, огнеопасен, светится в темноте. самовоспламен при t>40С. 2) красный Р (чаще всего исп. в лаб) – темно-красное мелко-крист вещ-во, нелетуч и неядовит. При нагревании красн Р до 425С испаряется, при охлажд паров образ белый Р. Очень медленно окисл на воздухе, не светится в темноте. 4) Черный Р – наибол. устойчив, образуется из белого при повыш давл более 1,2 ГПа и t>200. Имеет кристаллич структуру, аналогичн стр-ре графита и по св-вам схож с ними. |
| 41. Общ хар-ка мышьяка, сурьмы и висмута, нахожд. в природе. 1) As встречается в природе > частью в соединен. с Ме и S и лишь изредка в св. сос-нии. Сод в земн коре 0,0005% масс. Получ из мышьяковистого колчедана FeAsS. а) серый As – серо-стальная хрупакая кристалл. масса с Ме блеском на свежем изломе. d=5,72г/см3. При нагревании под норм давлен сублиминируется. Обладает Ме электропроводн. Свободный As и его соедин – сильные яды. 2) Sb в природе встреч в соедин с S – сурьмяный блеск, антимонит Sb2S3. Содерж в земн коре 0,00005% масс. При прокаливании на воздухе сурьмяного блеска, он превр-ся в Sb2O3, из кот Sb получ. путем восстан углем. Sb – серебристо-белые кристаллы, обл Ме блеском, отличается хрупкостью, хуже проводит тепло и ток, чем Ме. 3) Bi хар-ся преобл Ме св-в, может рассматр как Ме. В земн коре 0,00002%. Встречается как в своб сос-нии, так и в виде висметного блеска Bi2S3 и висмутовой охры Bi2O3. Блест розовато-белый хрупкий Ме  42. ТриОх серы. Получ, строение, св-ва. SO3 образуется при каталит окислении SO2 O2 воздуха при т=450. В газовой фазе SO3 – плоский тр-к, в жидк и тверд – цикл полимер или полимерн цепи. SO3 бесцветная легкоподвижная жидкость, tкип=44,7Сю тпл=16,8.  43. Азотная к-та. Строение и св-ва. Взаимод Ме с HNO3. Нитраты. Чистая азотная к-та HNO3—бесцвет­ная жидкость плотностью 1,51 г/см3 при - 42 °С застывающая в прозрачную кристаллич массу. На воздухе она, «дымит», так как пары ее обра­зуют с 'влагой воздуха мелкие капельки тумана. Азотная к-та не отличается прочностью, Уже под влиянием света она постепенно разлагается:4 HNO3🡪 4NO2+O2+2H2O Чем выше температура и чем концентрированнее к-та, тем быстрее идет разложение. Выделяющийся диОх азота р-ряется в кислоте и придает ей бурую окраску. Азотная к-та принадлежит к числу наиб сильных кис­лот; в разбавленных р-рах она полностью распадается на ионы Н+ и- NO-z3. Азотная к-та действует почти на все Меы (за исключением золота, платины, тантала, родия, иридия), превращая их в нитраты, а некоторые Меы—в Ох-ы. Чем выше концентрации HNO3-, тем менее глубоко она восстанавливается. При реакх с конц к-ой чаще всего выдел NO2 . При взаимодействии разбавленной азотной к-ты с малоактивными Ме, например, с медью, выделяется NO. В случае более активных Ме — железа, цинка, — образуется NO2 . Сильно разбавленная азотная к-та взаимодействует с активными Ме—--цинком, магнием, Al—с образованием иона аммония, даю­щего с кислотой нитрат аммония. Обычно одновременно образуют­ся несколько продуктов. Для иллюстрации приведем схемы реакций окисления нек Ме азотной кислотой; Cu+HNO3конц🡪 Cu(NO3)2+NO2 +H2O, Cu+HNO3разб🡪Cu(NO3)2+NO+H2O. Zn+HNO3оч. разб🡪Zn(NO3)2+NH4NO36H2O При действии азотной к-ты на Меы водород, как пра­вило, не выделяется. Соли азотной к-ты называются нитратами. Все они хо­рошо р-ряются в воде, а при нагревании разлагаются с выде­лением кислорода. При этом нитраты наиб активных Ме переходят в нитриты: 2KNO3🡪2KNO2+O2 Нитраты большинства остальных Ме при нагревании распадаются на Ох Меа, кислород и диОх азота. Наконец, нитраты наименее активных Ме (например, се­ребра, золота) разлагаются при нагревании до свободного Меа: 2AgNO3🡪2Ag+2NO2+O2 Легко отщепляя кислород, нитраты при высокой температуре являются энергичными окислителями. Их водные р-ры, напро­тив, почти не проявляют окислительных свойств. Наиб важное значение имеют нитраты натрия, калия, ам­мония и кальция, которые на практике называются селитрами. | 44. Водородные соед фосфора. Фосфин, дифосфин, твердые гидриды фосфора. Фосфин РН3 представляет собой бесцветный сильнотоксичный газ с запахом гнилой рыбы. Молекулу фосфина можно рассматривать как молекулу аммиака. Однако угол между связями Н-Р-Н значительно меньше, чем у аммиака. Это означает уменьшение доли участия s-облаков в образовании гибридных связей в случае фосфина. Связи фосфора с водородом менее прочны, чем связи азота с водородом. Донорные свойства у фосфина выражены слабее, чем у аммиака. Малая полярность молекулы фосфина, и слабая активность акцептировать протон приводят к отсутствию водородных связей не только в жидком и твердом состояниях, но и с молекулами Н2О в р-рах, а также к малой стойкости иона фосфония РН4+. Самая устойчивая в твердом состоянии соль фосфония - это его иодид РН4I. Н2О и особенно щелочными р-рами соли фосфония энергично разлагаются: РН4I + КОН = РН3 + КI + Н2О Фосфин и соли фосфония являются сильными восстановителями. На воздухе фосфин сгорает до фосфорной к-ты:  РН3 + 2О2 = Н3РО4  При разложении фосфидов активных Ме к-тами одновременно с фосфином образуется в кач примеси дифосфин Р2Н4. Дифосфин - бесцветная летучая жидкость, по структуре молекул аналогична гидразину, но фосфин не проявляет основных свойств. На воздухе самовоспламеняется, при хранении на свету и при нагревании разлагается. В продуктах его распада присутствуют фосфор, фосфин и аморфное вещество желтого цвета. Этот продукт получил название твердого фосфористого водорода, и ему приписывается формула Р12Н6.  45. К-ты мышьяка и сурьмы, их получения и св-ва. 1) Ортомышьяковистая к-та (мышьяковистая к-та) H3AsO3. H3AsO3 ⬄ H2O+HAsO2 – равновесие смещено вправо, т.е. преобладает метамышьяковистая к-та HAsO2. При действии на As2O3 щелочей получ. соли мышьяковистой к-ты – арсениты. Соед As(III) проявл. восстановит. св-ва. 2) Мышьяковая к-та. H3AsO4 – твердое вещ-во, хорошо р-р в Н2О. По силе практич равна Н3РО4. Соли – арсениты похожи на соответств. фосфаты. Известны мета- и двумышьяковистая к-ты. При прокаливании мышьяковой к-ты получается Ох As (IV), или мышьяковый ангидрид. As2O5 в виде белой стеклообр массы. К-тые св-ва H3AsO4>H3AsO3. Образует средний – арсенаты и кислые соли. 3) Sb2O3 раств-ся в щелочах с образ солей сурьмянистой H3SbO3или метасурьмянистой HSbO2 к-ты: Sb2O3+2NaOH🡪 2NaSbO2+H2O. Cурьмянистая к-та или Sb(OH)3получ в виде белого осадка при действии щелочей на соли Sb (III): SbCl3+3NaOH🡪Sb(OH)3+3NaCl. Осадок легко р-рим как в изб щелочи, таки в к-тах.  46. Общ хар-ка элементов Va группы. СО и типы соедин. N, P, As, Sb, Bi эти эл-ты имеют 5е в наружном слое атомов, хар-ся как неМеы, но способность к присоед. выражена слабее, чем у соотв эл-тов 6 и 7 гр. Высша +СО э-тов = +5, - = -3.Связь эл-тов с Н2 менее полярна, чем у эл-тов 6 и 7гр, вследствии относит < электроотр. Поэтому Н2 – соед этих эл-тов не отщепляют в водн р-ре ионы водорода и не облад кислыми св-вами. |
| 47. Галогениды Р. Получ, строение, св-ва. С галогенами фосфор образует три- и пентагалогениды. Эти производные фосфора известны для всех аналогов, но практически важны соед хлора. РГ3 и РГ5 токсичны, получают непосредственно из простых веществ. РГ3 - устойчивые экзотермические соед; РF3 - бесцветный газ, РСl3 и РВr3 - бесцветные жидкости, а РI3 - красные кристаллы. В твердом состоянии все тригалогениды образуют кристаллы с молекулярной структурой. РГ3 и РГ5 являются кислотообразующими соедми: РI3 + 3Н2О = 3НI + Н3РО3  48. N - газ без цвета и запаха. Точка кипения жидкого Nа -195,8 град. С, точка плавления твердого Nа -210,5 град. С. Твердый N получается в виде порошка и в виде льда. N плохо р-рим в H2O и органических р-рителях. Среди всех элементов, образующих земной шар, один N (если не считать инертных газов) как бы избегает образовывать химические соед и входит в состав земного шара преимущественно в свободном виде. А так как N в свободном состоянии - газ, основная его масса сосредоточена в газовой оболочке той сложной хим системы, которую представляет собой земной шар, - в его атмосфере. Содержание Nа в земной коре в виде 0,01 %. Атм более чем на 75 массовых долей, % состоит из газообразного Nа, что равно ~4\*1015 т. Связанный N образует минералы в форме нитратов: чилийская NaNO3, индийская KNO3 и норвежская Ca(NO3)2  селитры. N в форме сложных органических производных входит в состав белков, в связанном виде содержится в нефти (до 1,5 массовой доли, %), каменных углях (до 2,5 массовой доли, %). Молекула N2 является самой устойчивой формой его существования, чем обусловлена так называемая проблема связанного Nа. Потребление связанного Nа растениями и животными приводит к обеднению окружающей среды соедми Nа. . В лаб/ N легко может быть получен при нагре конц нитрита аммония: NH4NO2 → N2 + 2H2O. Технический способ получения Nа основан на разделе предварительно сжиженного воздуха, кот затем подвергается разгонке. Основная часть добываемого свободного Nа испол д/ пром про-ва аммиака, который затем в значительных количествах перерабатывается на Nную кислоту, удобрения, взрывчатые вещества и т. д. Помимо прямого синтеза аммиака из элементов, промышленное значение для связывания Nа воздуха имеет разработанный в 1905 цианамидный метод, осн на том, что при 10000С карбид кальция (получаемый накаливанием смеси известии угля в электрической печи) реаг со сво-ым Nом: CaC2 + N2 → CaCN2 + C. Обра цианамид кальция при действии перегретого водяного пара разлагается с выделением аммиака: CaCN2 + 3H2O → CaCO3 + 2NH3. |  |
| 49. Ох-ы фосфора (III, V). Фосфорные к-ты. Строение, св-ва, получ. Химический Ох фосфора (+3) имеет кислотную природу: Р2О3 + 3Н2О = 2Н3РО3 Фосфористая к-та - бесцветные легкоплавкие хорошо р-римые в воде кристаллы. По химическому строению она представляет собой искаженный тетраэдр, в центре которого находится атом фосфора с sр3 - гибридными орбиталями, а вершины заняты двумя гидроксогруппами и атомами водорода и кислорода. Атом водорода, непосредственно соединенный с фосфором, не способен к замещению, а потому фосфористая к-та максимум двухосновна и нередко ее изображают формулой Н2[НРО3]. Фосфористая к-та - к-та средней силы. Соли ее - фосфиты получают взаимодействием Р2О3 со щелочами: Р2О3 + 4NаОН = 2Nа2НРО3 + Н2О Фосфиты щелочных Ме и кальция легко р-римы в воде. При нагревании фосфористая к-та диспропорционирует: 4Н3РО3 = РН3 + 3Н3РО4 Фосфористая к-та окисляется многими окислителями, в том числе галогенами, например: Н3РО3 + Сl2 + Н2О = Н3РО4 + 2НСl Получают обычно фосфористую кислоту гидролизом тригалогенидов фосфора: РГ3 + 3Н2О = Н3РО3 + 3НГ  При нагревании однозамещенных фосфитов получаются соли пирофосфористой (дифосфористой) к-ты - пирофосфиты: 2NаН2РО3 = Nа2Н2Р2О5 + Н2О Пирофосфиты при кипячении с Н2О гидролизуются: Nа2Н2Р2О5 + 3Н2О = 2NаОН + 2Н3РО3 Сама пирофосфористая к-та Н4Р2О5 (пентаоксодифосфорная), как и фосфористая, только двухосновна и сравнительно малоустойчива. Известна еще одна к-та фосфора (+3) - плохо изученная полимерная метафосфористая к-та (НРО2)n. Наиб характерен для фосфора Ох Р2О5 - пентаОх дифосфора. Это белое твердое вещество, которое легко может быть получено и в стеклообразном состоянии. В парообразном состоянии молекулы Оха фосфора (+5) имеют состав Р4О10. Твердый Р2О5 имеет несколько модификаций. Одна из форм Оха фосфора (+5) имеет молекулярную структуру с молекулами Р4О10 в узлах решетки. По внешнему виду эта модификация напоминает лед. Она обладает небольшой плотностью, легко переходит в пар, хорошо р-ряется в воде и реакционноспособна. Р2О5 - сильнейший дегидратирующий реагент. По интенсивности осушающего действия он намного превосходит такие поглотители влаги, как СаСl2, NаОН, Н2SО4 и др. При гидратации Р2О5 сначала образуется метафосфорная к-та: Р2О5 + Н2О = 2НРО3 дальнейшая гидратация которой последовательно приводит к пирофосфорной и ортофосфорной кислоте: 2НРО3 + Н2О = Н4Р2О7 и Н4Р2О7 + Н2О = 2Н3РО4  Ортофосфорная к-та - одно из наиб важных производных фосфора (+5). Это бесцветные, легкоплавкие, расплывающиеся на воздухе кристаллы, смешивающиеся с Н2О в любых соотношениях. В твердой кислоте и концентрированных р-рах действуют межмолекулярные водородные связи. Поэтому крепкие р-ры Н3РО4 отличаются высокой вязкостью. В водной среде ортофосфорная к-та - к-та средней силы. В водном р-ре ортофосфаты - соли фосфорной к-ты - подвергаются гидролизу, причем рН среды при переходе от средней соли к кислой закономерно снижается.  Nа3РО4 + Н2О = NаОН + Nа2НРО4 , рН = 12,1  Nа2НРО4 + Н2О = NаОН + NаН2РО4 , рН = 8,9 | 51. Угольная к-та и её соли. Строение. Св-ва, получ. Н2СО3 может сущ-ть только в Н2О-ном р-ре. При нагрев р-ра СО2 улетуч, в конце конов остается Н2О. Н2СО3 слабая, в раст-ре диссоу на Н+м НСО3- ­­ и мало на СО32-. Получают р-рением СО2 в Н2О. Средние соли – карбонаты кислые – гидрокарбонаты. Соли могут быть получ действ СО2 на щелочи, или путем обменных р-ций между р-р. солями Н2СО3 и солями др. к-т. Со слабыми осн-ями Н2СО3 дает осн соли, напр (СuОН)2СО3 – малахит. При действ. к-т все карбонаты разлаг-ся, с выде СО2. При нагрев все карбонаты, кроме солей ЩеМе, разлагаются с выделен СО2. Гидрокоарбонаты ЩеМе при нагрев перход в карбонат. Большинство гадрокарбонатов, а также карбонаты К, Rb, Ca, Na, р-рим в Н2О. Остальные в оде нер-р. Из солей Н2СО3 самая распр – известнят СаСО3. Na2CO3 – cода, К2СО3 – поташ – для получ мыла, тугоплавкого стела, в фотографии, СО(NН2)2 – карбамид (мочевина)-белые крист хорошо раств в воде, - удобрение и добавка к корму жвачных животных.  52. SI ДИОХ (кремнезем), SiO2, кристаллы – наиб стойяк соедин Si. Глав. обр в прир. наход в виде мин – кварца. Прозрачн, бесцв крист. кварца – горн хрусталь. Кремень – одна из разновидн кварца. Агат и яшма – мелкокристал разновидн кварца. Аморфный SiO2 получ, если охладить расплавл кристалл SiO2. Кисл-ты, за искл плдавиковой (р-р H2F в Н2О), не действ на SiO2. SiO2 применяет в строит, производстве стекла, керамики, цемента, абразивов, в звукозаписи и звуковоспроизведении. Кварцевое стекло (КС) можно подверг действ более вечок темпер, чем обычн, оно пропускает УФ лучи, обладает малым К термич расширен. Примен для изготовл лаборат посуды и в хим. пром., для изгот электрич ртутных ламп, надостатки – трудность обработки, хрупкость. |
| При окислении влажного фосфора наряду с Р2О5 и Р2О3 образуется фосфорноватая к-та (гексаоксодифосфорная) к-та Н4Р2О6, в которой СО фосфора +4. В ее структуре атомы фосфора связаны друг с другом непосредственно в отличие от полифосфорных кислот. Н4Р2О6 - к-та средней силы, все ее четыре атома водорода могут быть замещены на Ме. При нагревании ее водных р-ров к-та, присоединяя воду, распадается:  Н4Р2О6 + Н2О = Н3РО3 +Н3РО4  Р-ры ее солей - гипофосфатов - в воде вполне устойчивы. Из гипофосфатов в воде хорошо р-римы лишь соли щелочных Ме.  Наименьшая положительная СО фосфора в фосфорноватистой (диоксофосфорной) кислоте Н3РО2. Ее можно получить в свободном состоянии вытеснением из солей - гипофосфитов, например:  Ва(Н2РО2)2 + Н2SО4 = ВаSО4 + 2Н3РО2  Фосфорнофатистая к-та - бесцветные кристаллы, хорошо р-римые в воде. Таким образом, в фосфорноватистой кислоте СО фосфора +1, а его ковалентность равна 5. Н3РО2 - сильная к-та. Эта к-та и ее соли гипофосфиты являются сильнейшими восстановителями.  Существуют и другие к-ты, содержащие фосфор - мононадфосфорная Н3РО5, динадфосфорную Н4Р2О8, тетраметафосфорная (НРО3)4, пирофосфорная Н4Р2О7.  50. Применение фосфора и его соед. Фосфорные удобрения. Красный фосфор в чистом виде применяют в спичечном производстве; в смеси с толченым стеклом и клеем его наносят на боковые поверхности спичечной коробки. Красный и белый фосфор используют при получении йодистоводородной и бромистоводородной кислот. Фосфид цинка Zn3Р2 применяют для борьбы с грызунами. Белый фосфор используют в военном деле для зажигательных бомб, а также для дымообразующих снарядов, шашек и гранат, дающих дымовые завесы. Применение радиоактивного изотопа фосфора Р32 позволило по-новому осветить поведение фосфора в растениях, почве и удобрениях. Исключительная чувствительность определения радиоактивного фосфора дает возможность следить за ходом поступления в растения фосфатов, за их распределением и превращениями внутри растений. Чистую фосфорную кислоту используют в пищевой и фармацевтической пром. Техническая фосфорная кислота идет для окрашивания тканей, производства эмалей, зубных пломб, а также для производства фосфорных удобрений (суперфосфат Са(Н2РО4)3 – удобрение с малым содерж питат вещ-в, дфойной суперфосфат 3 Са(Н2РО4)3 дешевле чем обычный), преципитат СаНРО4 нераств в н2О, но раств при внесении в кисл почвы. – простые; сложные: аммофос – взаимод фосфорной к-ты с аммиаком =NH4H2PO4 или (NH4)2H2PO4, нитрофоска – содержит N, P, K.) | 53. С. Общ хар-ка, нахождение в природе. Аллотропия. Среднее содержание Са в земной коре 2,3\*10-2 % по массе. Число собственных минералов Са - 112; исключительно велико число органических соед Са - углеводородов и их производных. Известны четыре кристаллические модификации Са: графит, алмаз, карбин и лонсдейлит. Графит - серо-черная, непрозрачная, жирная на ощупь, чешуйчатая, очень мягкая масса с Меическим блеском. При комнатной температуре и нормальном давлении (0,1 Мн/м2, или 1кгс/см2) графит термодинамически стабилен. Алмаз - очень твердое, крист-ое вещество. Кристаллы имеют кубическую гранецентрированную решетку: а=3,560. При комнатной температуре и нормальном давлении алмаз метастабилен. Заметное превращение алмаза в графит наблюдается при температурах выше 1400С в вакууме или в инертной атмосфере. При атмосферном давлении и температуре около 3700С графит возгоняется. Жидкий С может быть получен при давлении выше 10,5 Мн/м2 (1051 кгс/см2) и температурах выше 3700С. Для твердого Са (кокс, сажа, древесный уголь) характерно также состояние с неупорядоченной структурой “аморфный” С, который не представляет собой самостоятельной модификации; в основе его строения лежит структура мелкокристаллического графита. Нагр нек разновидностей “аморфного” Са выше 1500-1600С без доступа воздуха вызывает их превращение в графит. Физические свойства “аморфный” Са очень сильно зависят от дисперсности частиц и наличия примесей. Плотность, теплоемкость, теплопроводность и электропроводность “аморфный” Са всегда выше, чем графита. Карбин получен искусственно. Он представляет собой мелкокристаллический порошок черного цвета (плотность 1,9 - 2 г/см3). Построен из длинных цепочек атомов С, уложенных параллельно друг другу. Лонсдейлит найден в метеоритах и получен искусственно; его структура и свойства окончательно не установлены. Уникальная способность атомов углерода соединяться между собой с образованием прочных и длинных цепей и циклов привела к возникновению громадного числа разнообразных соед углерода, изучаемых органической химией. В соедх углерод проявляет CO -4; +2; +4.  54. Общ. хар-ка эл-тов IVA группы. СО эл-тов и типы соедин. У Ге проявл Ме св-ва из-за увелич R атома. у Ол и Пб они преоблад над Нем. Хаар-ные СО +2 и +4.  55. Карбиды. Их получ. и св-ва. При температурах выше 1000С углерод взаимодействует со многими Ме, давая карбиды. Все формы углерода при нагревании восстанавливают окислы Ме с образованием свободных Ме (Zn, Cd, Cu, Pb и др.) или карбидов (CaC2, Mo2C, WC, TaC и др.). К. – кристалл-ие тела, природа хим связей различна (напр. э-ты 1,2, 3 гр ТМ – солеобраз соед с ионной связью). В К В и Si связь – ковалентная-высокая твердость, тугоплавкость, хим. инертность. Большинство Ме побочн подргупп обр К со связью, близкой к Ме |
| 56. Стекло и керамика. Карбонат кальция, подобно соде, при сплавлении с пес­ком взаимодействует с ним, образуя силикат кальция и двуокись углерода. При сплавлении с избытком песка смеси карбонатов натрия и кальция получают переохлажденный взаимный р-р полисиликатов кальция и натрия; это и есть обыкновенное оконное стекло. Главное свойство всякого стекла заключается в том, что оно переходит из жидкого в твердое состояние не скачком, а загустевает по мере остывания постепенно вплоть до полного затвердевания. Стекло — аморфное вещество. Аморфные вещества отличаются от кристаллических тем, что атомы в них не образуют кристаллической решетки. Однако известная упорядоченность расположения атомов существует и в стеклах. Для плавленого кварца и силикатных стекол остаются в силе общие законы кристаллохимии силикатов; каждый атом кремния в них тетраэдрически окружен четырьмя атомами кислорода, но эти тетраэдры сочетаются друг с другом беспорядочно, образуя непрерывную пространственную сетку, в пустотах которой тоже беспорядочно располагаются ионы Ме (рис). Благодаря этому один «микроучасток» стекольной массы отличен по атомному строению от другого, соседствующего с ним. Этим и объясняется отсутствие у стекла постоянной точки плавления, постепенность перехода его из твердого в жидкое состояние и обратно. Как материал стекло широко используется в различии областях народного хозяйства, В соответствии с назначением известны разнообразные виды стекла: оконное посудное, тарное, химико-лабораторное, термическое, жаростойкое, строительное, оптическое, электровакуумное и многочисленные другие вид стекла технического. В пределах каждого вид стекла имеются самые разнообразные его сорта. Керамика – материалы и изд, изгот из огнеупорных вещ-в, напр из глины, карбидов и окс нек Ме. Различ строит(кирпич, черепица, трубы, облиц плиты), огнеуп(д/обкладки печей), хим. стройк (хим пром), бытов (фаянсовые и фарфоровые) и технич(изоляторы, конденсаторы, авто и авиа зажиг свечи, тиглей) керамику. Процесс изготоыл: пригот керам массы, формиров, сушка, обжиг. Обжиг глины: 3[Al2O3⋅2SiO2⋅2H2O]=3Al2O3⋅2SiO2+ 4SiO2+6H2O. Нек. керамич изд покрывают глазурью – тонкий слой стекловидного материала, кот делает керамику водонепрониц, предохр от загрязнений, защища от действ кислот щелочей | 60. Германий, олово, свинец. Характер изменения строения и св-в простых вещ-в. Ох-ы и гидрОх-ы германия, олова и свинца. 1) Ge общ сод в земн коре 0,0007% (масс). Ge имеет серебристый цвет, по внешнему виду похож на Ме. При ткомн устойчив к действию воздуха, О2, Н2О, HCl, H2SO4разб. HNO3, H2SO4 окисляют Г. до диОха GeO2, особенно при нагрев: Ge+2H2SO4=GeO2+2SO2+2H2O. GeO2 – белые кристаллы, заметно раств в Н2О, р-р проводит эл. ток. Может быть получен нагреванием Г. в О2 или действием конц. азотн кисл. GeO2 – амфотерное соед с сильно преоблад кислотными св-вами, легко раств в щелочах. 2) Sn (0,04%), встречается в идее оловянного камня SnO2, из кот. получ путем восстановления углем. Sn – серебристо-белый мягкий Ме, легко прокатываемо. Видоизм. – серое олово, кристаллиз в кубической сис-ме и имеет меньшую плотность чем бело (тетрагональная сис-ма). Белое О уст-во при т>14, серое – ниже. На воздухе О при т.комн не окисляется, но нагретое выше т пл (231,9) постепенно превращается в SnO2. Н2О на О. не действейт. Разб HCl, H2SO4 действуют медленно из-за большого перенапряжения выделения Н2 на О. Конц р-ры этих к-т, особенно при нагрев, р-ряют О. С HNO3О взаимод тем интенс, чем выше концентрация. В разб обр-ся раств нитрат О: 4Sn+10HNO3=4Sn(NO3)2+NH4OH+3H2O, в конц – соед О (IV), гл. обр нер-римая β-оловянная к-та H2SnO3 и Ох азота (4) и Н2О.SnO – темно-бурый порошок, образующ при разложении Sn(OH)2 в атм СО2. Sn(OH)2- белый осадок при действии щелочей на соли олова (2) – амфотерное соед, легко раств в кислотах и щелочах, в посл. случ с образ гидроксостаннитов. 3) (С)винец (0,0016%), руда: свинцовый блеск PbS. С – голубовато-желтый тяжелый Ме. Мягок, режется ножом. Исп д/изгот оболочек кабеля и пластин аккумулятора. Входит в сос-в многих сплавов. На возд. С покрывается тонким слоем Ох, защищ. его от дальнейшего окисления. Н2О сама на С не действ, но в прис воздуха С постеп разр Н2О с обр-нием гидрОха свинца. При сопрокосн с жесткой Н2О С покрывается защитной пленкой (сульфата и осн карбоната), препятст дальнейшему разложению. Разб HCl и H2SO4 не действ. на С. В конц H2SO4 С интенс раств-ся с обр-нием р-римой соли Pb(HSO4)2. В азотной к-те С рас-ся легко, причм в неконц быстрее, чем в конц. В щелочах С р-ся с небольш скоростью, интенсивнее идет рат-ние в горячих разб. рас-рах, в рез обр гидроксоплюмбаты. (K4[Pb(OH)6]). Все раств соедин С ядовиты. Ох С(2) – желтый порошок, обр при нагр распл С на воздухе. После прокаливании при 500С стан красновато-желтым – глет. ГидрОх С (2) обр-ся при действии щел-чей на раст-мые соли С(2). Облад амфотерными св-вами. Двуокись с – темно-бурый порошок, обр при действии окисл на Ох или соли С (2). Амфотерный Ох с преоблад кисл св-в. |
| 57. Применение С и его соед. С определяется тем, что свыше 90 % всех первичных источников потребляемой в мире энергии приходится на органическое топливо. Только около 10% добываемого топлива используется в кач сырья для основного органического синтеза и нефтехимического синтеза, для получения пластичных масс и др. С - важнейший биогенный элемент, составляющий основу жизни на Земле, структурная единица огромного числа органических соед, участвующих в построении организмов и обеспечении их жизнедеятельности (биополимеры, а также многочисленные низкомолекулярные биологически активные вещества - витамины, гормоны, медиаторы и др.). Значительную часть необходимой организмам энергии образуется в клетках за счет окисления С. Возникновение жизни на Земле рассматривается в современной науке как сложный процесс эволюции С соед.  58. Кремний. Общ характеристика, нахождение в природе. Получ, св-ва, применение. Si элемент (27,6%) на земле. Распр. соед Si – Ох Si SiO2 и производные кремниевых кислот, наз. силикатами. Ох Si (IV) встречается в виде минерала кварца (кремнезем, кремень).Наиб простым и удобным лабораторным способом получения Si является восстановление Оха Si SiO2 при высоких т Ме. Вследствие устойчивости Оха Si для восстан прим такие активные восстан, как Mg и Al: 3SiO2 + 4Al = 3Si + 2Al2O3. Спец легированный К. широко применяется как материал для изготовления полупроводниковых приборов (транзисторы, термисторы, силовые выпрямители тока, управляемые диоды — тиристоры; солнечные фотоэлементы, используемые в космических кораблях, и т. д.), применяют в инфракрасной оптике (см. также Кварц). К. придаёт сплавам повышенную устойчивость к коррозии, улучшает их литейные свойства и повышает механическую прочность.К. идёт на синтез Siорганических соед и силицидов. К. образует тёмно-серые с Меическим блеском кристаллы, имеющие кубическую гранецентрированную решётку типа алмаза с периодом а = 5,431Å, плотностью 2,33 г/см3. К. хрупкий материал; заметная пластическая деформация начинается при температуре выше 800°С.  В соедх К. (аналогично Су) 4-валентен. Однако, в отличие от Са, К. наряду с координационым числом 4 проявляет координационное число 6, что объясняется большим объёмом его атома (примером таких соед являются кремнефториды, содержащие группу [SiF6]2-).  Химическая связь атома К. с другими атомами осуществляется обычно за счёт гибридных sp3-орбиталей, но возможно также вовлечение двух из его пяти (вакантных) 3d-орбиталей, обладая малой величиной электроотрицательности, равной 1,8 (против 2,5 у Са; 3,0 у азота и т. д.), К. в соедх с неМе электроположителен, и эти соед носят полярный характер. В присутст щелочи (катализ) Si вытесняет Н­2­ из Н2О. К-тф, кроме смеси фтороводородной и азотной, не действ на Si, но щелочи .нергично р-руют с ним, выделяя Н2 и образуя H2SiO­3 | 61. Германаты, станнаты, плюмбаты. Сульфиды германия, олова, свинца. Соли германиевой к-ты – германаты обра-ся при дейст Германия со щелочами в присутс Н2О2: Ge+2NaOH+2H2O2🡪NaGeO3+3H2O. Соед Г (2) малоустойчивы. Характернее соед Ге +4. 2)\_ α-оловянная к-та H2SnO3 может быть получена действием водн р-ра аммиака на р-р хлорида О. Она легко рас-ся в щелочах, образуя соли – гидроксостаннаты.К-ты раст-ют α-олов к-ту с образованием солей олова (4). β-олов к-та получ дейтсв конц азотн к-ты на о. сос-в неопределен, как и со-в α-олов. Не рас-ся ни ф к-тах ни в щелочах, но сплавлением со щелочами можно перевести в р-р в виде станната. При действии H2S на хлориды олова (2) получ бурый осадок сульфида Олова (2), из SnCl4 Хар-ны восстан св-ва. Получ SnS2. – сусальное золото. SnS2 раств в р-рах сульфидов ЩеМе и аммония, причем получ легко раств соли триоловянной к-ты H2SnS3 (свободн не и звестна). SnS не раств в сульфидах ЩеМе и аммония, но полисульфиды аммония и щелочных Ме раств его с обр тристаннатов. 3) Плюмбиты получаются при сплавлении Pb(OH)2 c сухими щелочами: Pb(OH)2+2NaOH🡪Na2PbO2+2H2O. PbS обр-ся в идее черного осадка при действии Н2S на соли свинца (2), быстро темнееи, если в воздухе есть даже незнач кол-во сероводорода. Восстан св-ва не хар-ны. Соли несущ-щей в своб сос-нии свинц к-те H3PbO3 наз. плюмбатами. Напр при сплавл С с СаО обр-ся плюмбат Са. Большинство плюмбатов нераств в Н2О, раств-мы плюмбаты К и натрия  62. Водородные соедин. Si, их получ и св-ва. Силициды Ме. С. по типу хим связи могут быть подразделены на три основные группы: ионно-ковалентные, ковалентные и Меоподобные. Ионно-ковалентные С. образуются щелочными (за исключением натрия и калия) и щёлочноземельными Ме, а также Ме подгрупп меди и цинка; ковалентные — бором, углеродом, азотом, кислородом, фосфором, серой, их называют также боридами, карбидами, нитридами кремния) и т. д.; Меоподобные — переходными Ме. Получают С. сплавлением или спеканием порошкообразной смеси Si и соответствующего Меа: нагреванием окислов Ме с Si, SiC, SiO2 и силикатами природными или синтетическими (иногда в смеси с углеродом); взаимодействием Меа со смесью SiCl4 и H2; электролизом расплавов, состоящих из K2SiF6 и окисла соответствующего Меа. Ковалентные и Меоподобные С. тугоплавки, стойки к окислению, действию минеральных кислот и различных агрессивных газов. С. используются в составе жаропрочных Меокерамических композиционных материалов для авиационной и ракетной техники. Силаны (от лат. Silicium — кремний), соед кремния с водородом общей формулы SinH2n+2. Получены силаны вплоть до октасилана Si8H18. При комнатной температуре первые два К. — моносилан SiH4 и дисилан Si2H6 — газообразны, остальные — летучие жидкости. Все К. имеют неприятный запах, ядовиты. К. гораздо менее устойчивы, чем алканы, на воздухе самовоспламеняются, например 2Si2H6+7O2=4SiO2+6H2O. Н2О разлагаются: Si3H8+6H2O=3SiO2+10H2. В природе К. не встречаются. В лаборатории действием разбавленных кислот на силицид магния получают смесь различных К., её сильно охлаждают и разделяют (путём дробной перегонки при полном отсутствии воздуха). |
| 63. Электролиз расплавов солей и гидрОх-в щеме. Процесс на катоде при эл-зе щеме: Меn+ не восстан, 2Н2О+2е🡪Н2+2ОН-. Проц на аноде зависит от природы анода: если анод инертный (уоль, графит, Рt, Au), то при электр рас-в щелочей идет окисл гидрОх-ионов. 4ОН--4е🡪­O2+2H2O, при электролизе бескислородных солей ЩеМе идет оксил аниона (кроме фторида) Асm- - me🡪Ac0. Если анод раств идет окисление Ме анода: Me0-ne🡪Men+.  64. Вследствие легкой оксисляемости в природ встреч исключ в виде соед. Na и К-распр эл-ты. Оба эл-та входят в сос-в горн попрод силикатного типа. Ли, Рб и Цз распростра меньше, все известные изотопы Фр радиоактивны. Важнейшие минералы натрия: NaCl (каменная соль, галит), Na2SO4⋅10H2O (мирабилит, глауберова соль), Na3AlF6 (криолит), Na2B4O7⋅10H2O (бура) и др. В сочетании с другими элементами он входит в состав многих природных силикатов и алюмосиликатов. Огромное кол-во солей натрия находится в гидросфере. Абсолютное содержание натрия в морской воде около 1,5⋅1016m.  Na получают в больших количествах электролизом расплава NaCl с добавками CaCl2, KCl и другими для понижения температуры плавления.  Литий получают электролизом расплава эвтектической смеси LiCl – KCl. Его хранят под слоем вазелина или парафина в запаянных сосудах. В технике калий получают натриетермическим методом из расплавленного гидрОха или хлорида, рубидий и цезий – методами Меотермии и термическим разложением соед. ЩеМе хар-ся незнач. твердостью, малой плотнойстью и низкими т пл и кпи.   |  |  |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | | Величина | Li | Na | K | Rb | Cs | Rb | | Плотность, г/см3 | 0,53 | 0,97 | 0,85 | 1,5 | 1,9 | 2.1-2.4 | | Т. пл., °C | 179 | 98 | 63 | 39 | 29 | Ок20 | | Т. кип., °C | 1350 | 883 | 776 | 705 | 690 | 620 | | Содер в земной rоре, % (масс) | 2 | 2 | 2 | 4⋅10-3 | 9⋅10-5 |  | | 67. Соли щелочных Ме Во всех своих соедх щелочные Меы существуют в виде однозарядных катионов. Это относиться как к бинарным соедм – галогенидам, халькогенидам, нитридам, карбидам, так и к солям со сложными многоатомными анионами.  Электростатические взаимодействия в ионных кристаллических решетках, содержащих однозарядные катионы, не очень велики, и энергии гидратации ионов оказываются вполне соизмеримы с ними. Поэтому, за редкими исключениями, соли щелочных Ме хорошо р-ряются в воде. Хуже других р-римы фториды, карбонат и фосфат лития и перхлораты калия, рубидия и цезия.  При сильном нагревании солей, особенно при внесении их в пламя горящего водорода или бытового газа, происходит ряд процессов приводящих к появлению характерной окраски пламени.  Соли щелочных Ме находят самое широкое применение как в лабораторной практике, так и в различных областях пром и медицины.  Особенно широко используются карбонат и гидрокарбонат натрия, известные под общим названием сода. В технике и в быту различают кристаллическую соду Na2CO3⋅10H2O, кальцинированную соду – безводный карбонат Na2CO3 и питьевую соду – NaHCO3. Кроме того, следует упомянуть, что термин каустическая сода или каустик используется в технике для обозначения NaOH.  Основные потребители соды – стекольное, мыловаренное, бумажное, текстильное производство. Сода служит исходным продуктом для получения других солей натрия. Питьевая сода широко применяется в медицине. В лабораторной практике сода используется для нейтрализации кислот при несчастных случаях.  68. ЩеМе одни из наиб акт эл-ты в хим отнош. Их активность обусл низкими знач энергии ионизации – легкостью отдачи ими валентых эл-нов. Хим акт возраст от Ли к Цз. Все ЩеМе энергично соедин с О2. Рб и Цз самовоспламен-ся, остальн. загораются при несильном нагревании. Энергично взаимод-уют с Г-нами, ос. с Ф и Хл. Вытесн Н2 из Н2О с обр-нием щелочей. ЩеМе – энерг. восстанов. Гидриды ЩеМе имеют ионное строение: Ме- катион, Н – анион. Большинство солей щеМе хор рас-мы в Н­2О. |
| 65. Щелочные Меы непосредственно взаимодействуют с водородом, образуя гидриды MH. Наиб характерна эта реак для лития: 2Li + H2 = 2LiH В отличие от соед с p-элементами, в которых водород находится в положительной степени окисления, в гидридах щелочных Ме он присутствует в степени окисления –1, образуя гидридный анион H. В отсутствие Н2О гидрид лития не реагирует с кислородом и галогенами, но Н2О немедленно его разлагает: LiH + H2O = LiOH + H2↑ В этой реакции протон выступает в роли окислителя, а гидридный анион – восстановителя: H+ + H- = H2 Гидриды остальных щелочных Ме менее устойчивы и более реакционноспособны. Их свойства определяются свойствами гидридного аниона, т.е. они являются сильными восстановителями  66. Несмотря на то, что щеМеы во всех своих соедх находятся в единственной степени окисления +1, каждый из них образует несколько бинарных соед с кислородом. Кроме нормальных Ох-в существуют перОх-ы, суперОх-ы и озониды щелочных Ме. Образование таких соед обусловлено в большей мере свойствами кислорода, чем свойствам щелочных Ме. Особенности элементов первой группы в образовании соед с кислородом заключаются в том, что относительно большие однозарядные ионы обладают малым поляризующим действием и не дестабилизируют молекулярные ионы кислорода. При горении в кислороде получаются Ох лития, перОх натрия и суперОх-ы остальных Ме: 2Li + 1/2O2 = Li2O 2Na + O2 = Na2O2 K + O2 = KO2 ПерОх лития может быть получен косвенным путем. Ох-ы получают из продуктов сгорания, нагревая их с соответствующим Меом: Na2O2 + 2Na = 2Na2O2 KO2 + 3K = 2K2O При взаимодействии калия, рубидия и цезия с озоном образуются озониды: K + O2 = KO3 Большинство соед с кислородом окрашено. Ох-ы лития и натрия бесцветны, но уже Na2O2 имеет светло-желтую окраску, KO2 – оранжевого, RbO2 – темно-коричневого цвета. Естественно, что нормальные Ох-ы щелочных Ме практически не проявляют ни окислительных, ни восстановительных свойств, тогда как остальные соед являются сильными окислителями. Большая часть органических веществ (эфир, уксусная кислота, древесные опилки, хлопок) реагируют с Na2O2 или KO2 со вспышкой или со взрывом. ГидрОх-ы Все бинарные соед элементов I группы с кислородом реагируют с Н2О, образуя гидрОх-ы. Например: Li2O + H2O = 2LiOH, Na2O2 + 2H2O = 2NaOH + H2O, 2KO2 + 2H2O = 2KOH + H2O2 + O2↑ ГидрОх-ы щелочных Ме, называемые щелочами, в воде хорошо р-римы и практически полностью диссоциированы: NaOH ( кр) = Na+ (p-p) + OH- (p-p) В чистом виде это твердые бесцветные вещества, плавящиеся без разложения при ≅ 300 – 500 °C. Только гидрОх лития при нагревании выше Тпл = 445 °C теряет воду: 2LiOH = Li2O + H2O Твердые гидрОх-ы и их конц р-ры сильно гигроскопичны, они жадно поглощают влагу и используются для осушения газов, не обладающих кислотными свойствами, в частности аммиака. Уже при обычных условиях твердые щелочи легко реагируют с «кислотами» газами – CO2, SO2, NO2, галогенами, галогено- и ХГНами. Поэтому щелочи широко используются для поглощения таких газов и очистки от них О2, N2, H2. В силу этих причин как твердые щелочи, так и их р-ры следует хранить в плотно закрытой посуде. Наиб прим находит NaOH – едкий натр, который в громадных количествах получают в пром электролизом р-ра хлорида натрия. Он широко применяется при производстве целлюлозы, искусственного шелка, при рафинировании жидких растительных масел и нефти, в мыловаренной пром, при синтезе красителей и в других химических производствах. | 69. Особенности элементов первой группы в образовании соед с кислородом заключаются в том, что относительно большие однозарядные ионы обладают малым поляризующим действием и не дестабилизируют молекулярные ионы кислорода. При горении в кислороде получаются Ох лития, перОх натрия и суперОх-ы остальных Ме:  2Li + 1/2O2 = Li2O 2Na + O2 = Na2O2 K + O2 = KO2  ПерОх лития может быть получен косвенным путем.  Ох-ы получают из продуктов сгорания, нагревая их с соответствующим Меом:  Na2O2 + 2Na = 2Na2O2 KO2 + 3K = 2K2O  При взаимодействии калия, рубидия и цезия с озоном образуются озониды:  K + O2 = KO3  Большинство соед с кислородом окрашено. Ох-ы лития и натрия бесцветны, но уже Na2O2 имеет светло-желтую окраску, KO2 – оранжевого, RbO2 – темно-коричневого цвета.  Естественно, что нормальные Ох-ы щелочных Ме практически не проявляют ни окислительных, ни восстановительных свойств, тогда как остальные соед являются сильными окислителями. Большая часть органических веществ (эфир, уксусная кислота, древесные опилки, хлопок) реагируют с Na2O2 или KO2 со вспышкой или со взрывом.  ПерОх натрия получают в пром в больших количествах путем сжигания Меического натрия в токе воздуха. При взаимодействии его с Н2О идет реак гидролиза:  O22- + H2O = OH- + HO2-  Водные р-ры перОха натрия – достаточно сильные окислители и широко используются для отбеливания органических средств – древесной массы, тканей, меха.  Смесь перОха натрия с суперОха калия применяется в изолирующих дыхательных аппаратах, так как в этом случае число молей выделившегося кислорода может быть равно числу молей поглощенного CO2:  Na2O2 + CO2 = Na2CO3 + 1/2O2  2KO2 + CO2 = K2CO3 + 3/2O2  При соотношении Na2O2 : KO2 = 1 : 2 поглощение CO2 происходит без изменения общего давления. |
| 70. Li Li – s-элемент 1s22s1. У лития, имеющего только один валентный электрон и большой атомный радиус, энергия ионизации значительно меньше, чем у бериллия (5,39эв против 9,32эв у Be). Это типичный Ме элемент, щелочной Ме. Однако от остальных щелочных Ме Li отличает небольшой размер атома и иона; Li по свойствам напоминает также магний. Для лития наиб характерно образование ионной связи. Поэтому координационное число Li в соедх в отличие от остальных элементов второго периода больше 4. Вместе с тем вследствие небольшого размера ион лития характеризуется высокой энергией сольватации, а в Liорганических соедх Li образует ковалентную связь. Li достаточно широко распространен в земной коре (0,002ат.%). Природный Li состоит из двух стабильных изотопов: 6Li (7,3%) и 7Li (92,7%). Искусственно получены радиоактивные изотопы. Наибольшую ценность имеют минералы сподумен LiAl(SiO3)2, амблигонит LiAl(PO4)F и лепидолит Li2Al2(SiO3)3(F, OH)2. Li – единственный элемент, реагирующий при обычных условиях с азотом. Поскольку при контакте с воздухом одновременно протекают реакции с кислородом и влагой, лития, как и другие щелочные Меы, можно хранить только без доступа воздуха. При горении лития на воздухе одновременно образуются и Ох, и нитрид: 2Li (кр) + 1/2O2 (г) = Li2O (кр), ΔH° = -598кДж; 3Li (кр) + 1/2N2 (г) = Li3N (кр), ΔH° = -164кДж. При небольшом нагревании Li реагирует с водородом, углеродом, фосфором и другими элементами, образуя многочисленные бинарные соед, в кристаллах которых он присутствует в виде однозарядного криптона. При реакх с органическими галогенами образуются Liорганические соед. C2H5Cl + 2Li = C2H5Li + LiCl. Это чрезвычайно реакционно-способные вещества, загорающиеся при контакте с влажным воздухом. Их хорошая р-римость в неполярных р-рителях указывает на ковалентный характер связи лития с органическим радикалом. Часто эти соед образуют полимеры, в которых координационное число лития достигает четырех. Li используется в специальных легких сплавах, Liорганические производные широко применяются при синтезе различных классов органических соед. В виде простого вещества Li – мягкий серебристо-белый Ме (т. пл. 179.°C, т. кип. 1370°C). Из Ме он самый легкий (пл. 0,534 г/см3). Li высоко химически активен. С кислородом и азотом взаимодействует уже при обычных условиях, поэтому на воздухе тотчас окисляется, образуя темно-серый налет продуктов взаимодействия (Li2O, Li3N). При температуре выше 200°C загорается. В атмосфере фтора и хлора, а так же в парах брома и йода самовоспламеняется при обычных условиях. При нагревании непосредственно соединяется с серой, углем, водородом и другими неМе. Будучи накален, горит в CO2. С Ме Li образует интерМе соед. С магнием, Al, цинком и с некоторыми другими Ме, кроме того, образует ограниченные твердые р-ры. Заметно отличается атомным радиусом от остальных щелочных Ме, дает с ними эвтектические смеси. Li придает сплавам ряд ценных физико-химических свойств. Например, у сплавов Al с содержанием до одного процента лития повышается механическая прочность и коррозионная стойкость, введение двух процентов лития в техническую медь значительно увеличивает ее электропроводность и т.д. Li по хим активности уступает некоторым Ме, хотя значение его стандартного электродного потенциала наиб отрицательное (E°298= −3,01 в). Это обусловлено большой энергией гидратации иона Li+, что обеспечивает смещение равновесия Li(т) ⬄ Li+(p) + e- в сторону ионизации Меа в значительно большей степени, чем это имеет место у остальных щелочных Ме. Для слабо сольватирующих р-рителей (например, в расплавах солей) значение его электродного потенциала соответствует его еньшей хим активности в ряду щелочных Ме. Li энергично разл воду, выделяя из нее H2; еще легче взаимод кислотами. Важнейшей областью прим лития, как источника трития является атомная энергия. Li, кроме того, используется в кач теплоносителя в атомных реакторах. | 73. Впервые Меы I группы (Na и K) были получены английским химиком Х. Дэви в 1807г. электролизом щелочей, откуда и возникло их групповое название – щелочные Меы. В чистом виде элементы I группы – легкие, мягкие, блестящие Меы, быстро тускнеющие на воздухе из-за окисления кислородом и реакции с Н2О.   |  |  |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | | Величина | Li | Na | K | Rb | Cs | Fr | | Энергия ионизации атомов I1,  Эв (кДж/моль) | 5,4  (520) | 5,1  (492) | 4,3  (415) | 4,2  (405) | 3,9  (386) | …… | | Сродство атомов к электрону,  Эв (кДж/моль) | 0,6  (57) | 0,3  (29) | 0,5  (48) | 0,4  (39) | 0,4  (39) |  | | Электроотрицательность | 1,0 | 1,0 | 0,9 | 0.9 | 0,9 |  | | Энтальпия атомизации, кДж/моль | 159 | 107 | 89 | 81 | 77 |  | | Температура плавления, °C | 180 | 98 | 64 | 39 | 29 |  | | Температура кипения, °C | 1340 | 886 | 761 | 690 | 672 |  | | Ме радиус  Атома, нм | 0,155 | 0,189 | 0,236 | 0,248 | 0,268 | 0,28 |   74. Общ хар-ка ЩеЗеМе, нахожд. в природе, получ. К щеземе отн. Са Sr и Ва. При сжигании щеземе всегда полу Ох. ПерОх-ы гораздо менее стойки, чем перОх-ы щеме. Окс Са, Sr, Ba соед с Н2О обр-я Гидрокс. Щеземе соедин с Н2 обр-я гидриды. Соедин с N2, обр-я нитриды. СО +2. Са (3%): известняк ,мел, мрамор, - разновидн СаСО3. Гипс СaSO4⋅2H2O, фосфориты и силикаты. Ме Са получ электролитич способом (электролиз расплава СаХл2), алюминотермическим методом, термиеской диссоциация СаС2. Sr (0,04%) –целестин SrSO4, стронцианит SrCO3. Ва (0,05%)-барит ВаЭсО4, витерит ВаСО3. |
| 71. ГидрОх-ы ЩеМе. Их получ и св-ва. Все бинарные соед элементов I группы с кислородом реагируют с Н2О, образуя гидрОх-ы. Например: Li2O + H2O = 2LiOH, Na2O2 + 2H2O = 2NaOH + H2O, 2KO2 + 2H2O = 2KOH + H2O2 + O2↑ ГидрОх-ы щелочных Ме, называемые щелочами, в воде хорошо р-римы и практически полностью диссоциированы: NaOH ( кр) = Na+ (p-p) + OH- (p-p) В чистом виде это твердые бесцветные вещества, плавящиеся без разложения при ≅ 300 – 500 °C. Только гидрОх лития при нагревании выше Тпл = 445 °C теряет воду: 2LiOH = Li2O + H2O Твердые гидрОх-ы и их концентрированные р-ры сильно гигроскопичны, они жадно поглощают влагу и используются для осушения газов, не обладающих кислотными свойствами, в частности аммиака. Уже при обычных условиях твердые щелочи легко реагируют с «кислотами» газами – CO2, SO2, NO2, галогенами, галогено- и халькогеноводородами. Поэтому щелочи широко используются для поглощения таких газов и очистки от них кислорода, водорода, азота. В силу этих причин как твердые щелочи, так и их р-ры следует хранить в плотно закрытой посуде. Наибольшее применение находит NaOH – едкий натр, который в громадных количествах получают в пром электролизом р-ра хлорида натрия. Он широко применяется при производстве целлюлозы, искусственного шелка, при рафинировании жидких растительных масел и нефти, в мыловаренной пром, при синтезе красителей и в других химических производствах. 72. Применение ЩеМе. Ли прим-ся в ядерной энергетике, 6Li– источник д/пр-ва трития, 7Li – теплоноситель в урановых реакторах. Прим. в Ме д/удаления следов Н2, N2, О2, S. LiF, LiCl вх. в сос-в флюсов, исп при плавке Ме и сварки Мг и Ал. Ли и его соеди – топливо д/ракет. LiOH – сос-в электролит щелочн аккумул. Цз ИРб – изгот фотоэл-тов. Na: атомная энергетика, Ме-гия, пром органич синтеза, содержится в рганизме в виде раств солей. К: калийные удобрения, в организме внутри клеток. | 75. Закономерности изменения св-в Ме и их соедин в ряду Be-Ra Первые 2 Ме (Ве и Мг) отлич от ост. 4-х эл-тов. Ве схож с Ал. Все изотопы Ра – радиоактивны. Бе и Иг взаимод с Н2О оч. медленно, т. к. обр при этом гидрОх-ы малориств в Н2О: покрывая поверхн Ме они затр реакцию. Ост. реаг с Н2о энергичнее. В наружн е слое эл-ты имеют 2 е, а во 2-м снаружи у Бе – 2, у остальных – 8. Химич. активн этих ме не намного < чем у щеме. . Be(OH)2 – амфотерное основание, Mg(OH)2 – основание средней F, Ca(OH)2 – сильное основание, Sr(OH)2 и Ba(OH)2 – основания, сильнее, чем Са(ОН)2. Ох-ы этих Ме довольно огнестойки. Стойкость к повыш т ослабевает от Ве к Ра. Многие соли щеземе малораств в Н2О (карбонаты, сульфаты, фосфаты и др). Большинство солей Be, в т. ч. сульфат хорошо раст-мы в Н2О. В Н2О – рас-рах ионы Ве2+ полверг. гидролизу, из-за чего р-ры солей Ве имеют кислую реакц. Большинство солей магния хорошо р-римо в воде  76. Al(OH)3 представляет собой объемистый студенистый осадок белого цвета, практически нер-римый в воде, но легко р-ряющийся в кислотах и сильных щелочах. Он имеет, следовательно, амфотерный характер. Однако и основные и особенно кислотные его свойства выражены довольно слабо. В избытке NH4OH Al(OH)3 нер-рим. Одна из форм дегидратированного гидрОха - алюмогель используется в технике в кач адсорбента.  При взаимодействии с сильными щелочами образуются соответствующие алюминаты: NaOH + Al(OH)3 = Na[Al(OH)4] С кислотами Al(OH)3 образует соли. Ох Al представляет собой белую, очень тугоплавкую (т. пл. 2050оС) и нер-римую в воде массу. Природный Al2O3 (минерал корунд), а также полученный искусственно и затем сильно прокаленный отличается большой твердостью и нер-римостью в кислотах. В р-римое состояние Al2O3 (т. н. глинозем) можно перевести сплавлением со щелочами. |
|  |  |
| 77. Особенности Be и его соед в ряду щеземе. Токсичность соед Be. 2-й снаружи е-слой атома Be построен иначе, нежели у Vg и щеземе, поэтому Rатома<, Еиониз велика, кристаллич. решетка прочна. Be(OH)2- единственное в подгруппе основаие, облад. амфотерными св-вами, для атомов Be хар-на ковалентная связь в соедин, для оста Ме 2А гр – ионная. Be по св-вам сходем с Ал – диагональное сходство. BeO2 – белое, очень тугоплавкое вещ-во, примен. в кач. хим устойч огнеупорн матер, Be(OH)2 – практич. нераств в Н2О, но раств в к-тах и щелочах: Be(OH)2+2NaOH🡪Na2[Be(OH)4]. Большинство солей Be хорошо рас-мы в Н2О, соли щеземе в Н2О нераств. Все соед. Be – токсичны  78. Магний – серебристо-белый блестящий Ме, сравнительно мягкий и пластичный, хороший проводник тепла и электричества. На воздухе он покрывается тонкой Охной пленкой, придающей ему матовый цвет. Кристаллическая решетка магния отн к гексагональной системе. Разрушающе действуют на магний морская и минеральная Н2О, водные р-ры HCl, H2SO4, HNO3, H3PO4. При комнатной температуре на воздухе компактный магний химически стоек. На его поверхности образуется Охная пленка, предохраняющая Ме от окисления. При нагревании химическая активность магния повышается. Считается, что верхний температурный предел устойчивости магния в кислороде лежит в интервале 350–400 oC. На воздухе магний воспламеняется при температуре 600-650 oC, при этом образуется MgO, частично Mg3N2; при 400–500 oC в атмосфере H2 под давлением образуется гидрид MgH2. Реакции сопровождаются большим выделением тепла (чтобы нагреть стакан ледяной Н2О до кипения, достаточно 4 г магния) и мощным излучением ультрафиолета.  При нагревании магний взаимодействует с галогенами с образованием галогенидов; при 500–600 oC при взаимодействии с серой образуется MgS; при более высокой температуре возможно образование карбидов MgC2 и Mg2C3, силицидов MgSi и Mg3Si2, фосфида Mg3P2. Магний – сильный восстановитель, может вытеснить большинство Ме из их солей, H2 из Н2О и кислот.  Холодная Н2О на магний почти не действует, с горячей Н2О он медленно взаимодействует с выделением водорода. В разбавленных кислотах магний р-ряется даже на холоду. В HF магний не р-ряется, поскольку на поверхности образуется пленка из трудно р-римого в воде MgF2; в концентрированной H2SO4 почти не р-ряется. Большинство солей магния хорошо р-римо в воде. Р-ры содержат бесцветные ионы Mg2+, которые сообщают жидкости горький вкус. Соли Mg гидролизуются Н2О только при нагревании р-ра. Почти все галоидные соли магния расплываются на воздухе и легкор-римы в воде. Исключением является MgF2, р-римость которого весьма мала. Нитрат магния легкор-рим не только в воде, но и в спирте. Кристаллизуются он обычно в виде Mg(NO3)2⋅6H2O (т. пл. 90оС). При нагревании выше температуры плавления нитрат отщепляет не только воду, но и HNO3, а затем переходит в Ох. Для сульфата магния характерен легкор-римый кристаллогидрат MgSO4⋅7H2O. Почти нер-римый в воде нормальный карбонат магния может быть получен только при одновременном присутствии в р-ре большого избытка CO2. | 85. Бориды, их получ. и св-ва. Бороводороды, их получ. строение и св-ва. Бориды обр-ся при высок т, при соед В с Ме. Многие бориды оч. тверды и хим. устойчивы, сохр эти св-ва при высок т. Хар-на тугоплавкость. Бороводороды (бораны) получ. при действии HCl на Mg3O2. Из всей семси получ бороводородоы выделены: В2Н6 (газ), В4Н6, В5Н9, В6Н10, В5Н10 (жидк), В10Н11 – твердые. Тетраборан В4Н6 – летуч. жидк (т кип 18) с оч непр запах, пары кот. воспл на возд. При хранен В4Н6  разлаг с образ диборана В2Н6. – газ, т кип -92,5, на возд не загор, разлаг водой, как и др бораны, с отщепл Н2 и образ Н3ВО3. Атомы бора в молек боранов связаны Н2-мостиками: , пунктир – трехцентровая связь – общ е пара заним МО, охват три атома.  86. Борогидриды Ме. Самый простой и наиб часто встреч гидридный анион бора – ВН4- - борогидридный анион . Были получены борогидриды большиенства Ме. Самым распр борогидридом щеме являя NаBH4. – кристалл белое вещ-во, нелетуч и уст в сухом возд.  87. Прим. соед. В. Борная кислота примен при пригот эмалей и глазурей, в произв спец. сортов стекла, в бемажн и кожевен произ-ве, в ач дезинфец. ср-ва. Бура Na2B4O7 примен при сварке, резании и паянии, в произв легкоплавк глазури, для фаянс и фарфор изделий, д/чугунной посуды, при изгот спец. сортов стекла, в кач. удобрения.  88. С кислотами Al(OH)3 образует соли. Производные большинства сильных кислот хорошо р-римы в воде, но довольно значительно гидролизованы, и поэтому р-ры их показывают кислую реакцию. Еще сильнее гидролизованы р-римые соли Al и слабых кислот. Вследствие гидролиза сульфид, карбонат, цианид и некоторые другие соли Al из водных р-ров получить не удается. Сульфат Al Al2(SO4)3.18H2O получается при действии горячей серной кислоты на Ох Al или на каолин. Применяется для очистки Н2О, а также при приготовлении некоторых сортов бумаги. Из остальных производных Al следует упомянуть его ацетат (иначе - уксуснокислую соль) Al(CH3COO)3, используемый при крашении тканей (в кач протравы) и в медицине (примочки и компрессы). Нитрат Al легко р-рим в воде. Фосфат Al нер-рим в воде и уксусной кислоте, но р-рим в сильных кислотах и щелочах. Алюминаты наиб активных одновалентных Ме в воде хорошо р-римы, но ввиду сильного гидролиза р-ры их устойчивы лишь при наличии достаточного избытка щелочи. Алюминаты, производящиеся от более слабых оснований, гидролизованы в р-ре практически нацело и поэтому могут быть получены только сухим путем (сплавлением Al2O3 с Ох-ми соответствующих Ме). Образуются метаалюминаты, по своему составу производящиеся от метаалюминиевой кислоты HAlO2. Большинство из них в воде нер-римо. |
| 79-80. Характер изменения кислотно-основных св-в однотипных соед в ряду Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. Be(OH)2 – амфотерное основание, Mg(OH)2 – основание средней F, Ca(OH)2 – сильное основание, Sr(OH)2 и Ba(OH)2 – основания, сильнее, чем Са(ОН)2. От be – ra увеличиваются основные св-ва, кислотные ослабюевают.  81.Амфотерность Be(OH)2. Be(OH)2 имеет ярко-выраженный амотерный хар-тер, чем отлич. от гидрОх-в щеземе. В Н2О практич. нераств, легко раств в к-тах и щелочах: Be(OH)2+2NaOH🡪Na2[Be(OH)4]. Кислотн. св-ва Be(OH)2  выражены очень слабо, поэтому в водн. р-ре бериллаты сильно гидролизуются.  82. Общ хар-ка солей щеземе. гидролиз солей Be, Mg. Многие соли щеземе малораств в Н2О (карбонаты, сульфаты, фосфаты и др). Большинство солей Be, в т. ч. сульфат хорошо раст-мы в Н2О. В Н2О – рас-рах ионы Ве2+ полверг. гидролизу, из-за чего р-ры солей Ве имеют кислую реакц. Большинство солей магния хорошо р-римо в воде. Р-ры содержат бесцветные ионы Mg2+, которые сообщают жидкости горький вкус. Соли Mg гидролизуются водой только при нагревании р-ра. Соли стронция и Ва сходны с солями Са. Они малор-римы ы воде и выпадают из р-ра в виде осадков, если ионы Стр и Ва встречаются с ионами СО32- или SO42-.  83. В2О3 и Н3ВО3, строение и св-ва. H2SO4. HNO3 окисл В в борную к-ту Н3ВО3РHJJfsdfd  . Н3ВО3 – белые крист, блест. чеш кот. раств в Н2О. при кипяч р-ра Н3ВО3  вместе с парами н2О Н3ВО3  тоже отчасти улетуч. Н3ВО3  - слабая к-та. В2О3 – борный ангидрид – бесцветная хрупкая стеклообразная масса, плавящ при т=300С. Очень огнестоет, не восстан С даже при белом калении. В воде раств с обр-нием Н3ВО3  и выдел теплоты.  84. Галогениды В, тетрафторбораты ме. С Г В реаг при нагрев и обр-ет вещ-ва ВГ3 – В в сос-нии сп2 – гибридиз, образ плоские молек с углами 1200 . ВГ3 – электродифицитные соедин. BF3 – едкий, бесцветн газ, ткип-101, реаг-ет с Н2О. BCl3 – жидкость т кип = 12,5С. Дымит во влажном возд, гидролизуются полностью. BI3 – белое твердое вещ-во (т пл 3С.) Взаимод с Н2О со взрывом. Комплексный анион BF-4­ – тетрафторборат-ион. | 89. Алюмокалиевые квасцы KAl(SO4)2.12H2O применяются в больших количествах для дубления кож, а также в красильном деле в кач протравы для хлопчатобумажных тканей. В последнем случае действие квасцов основано на том, что образующиеся вследствие их гидролиза Al(OH)3 отлагается в волокнах ткани в мелкодисперсном состоянии и, адсордбируя краситель, прочно удерживает его на волокне.  90. Оющая хар-ка эл-тов IIIA группы. Характерные СО и типы соедин. Эл-ты 3а гр. имеют 3е в наружном слое атома, 2-й нар слой атома В имеет 2 е, Ал – 8е, Га, Ин, Та – 18е. Ме св-ва выражены слабее, чем у эл-тов 2 и 1 а гр. У В преоблад немеет св-ва. В соедин хар-на СО +3. С возраст АтМ появл более низк со +2, д/Та хар-ны СО +1. Ме св-ва от В к Та увелич, Ох бора – кислотнй хар-р, Ал, Га, ин – амфотерн, таллий – основной.  91. Нитрид бора, строение и св-ва. Нитрид бора можно получить взаимод В с аммиаком при т белого каления – белое вещ-во со слоистой структурой, похож на структуру графита. Структ ед-ца содерж черед-ся атомы B и N на расст. 1,45А с углами 120 (Сп2 у В). Расстоян между слоями 3,34А. Нитрид устройчив на воздухе, но медленно гидролиз. Н2О.  92. гидрид Al можно получить косвенным путем. Он представляет собой белую аморфную массу состава (AlH3)n. Разлагается при нагревании выше 105оС с выделением водорода.  При взаимодействии AlH3 с основными гидридами в эфирном р-ре образуются гидроалюминаты: LiH + AlH3 = Li[AlH4]  Гидридоалюминаты - белые твердые вещества. Бурно разлагаются водой. Они - сильные восстан-ли. Применяются (в особенности Li[AlH4]) в органическом синтезе.  93. Ga, In, Tl. Общ хар-ка, нахожд в природе, св-ва и примен. Ga, In, Tl относ. к числу редких, в прир. в сколько –ниб больших конц не встреч. Получаются из Zn концентратов после выплавки Ц-ка. Ga, In, Tl – серебристо белые мягкие Ме, с низкими Тпл. Макс СО +3, могут проявл меньшую (Та +1). На воздухе стойки, Н2О не разлаг, легко раств в к-тах, а Га и Ин в щелочах. Ga: кварцевые термометы д/измер высок темп, сплавы, хорошо подд горяч обраб. In: д/покрытия рефлектороы, вкладышей подшипников, д/плавки препохранит, в полупроводниковой технике. Tl: в оптич. припборах, стекла с преломл способн, выпрямители, люминофоры, в фотоэлем. |
| 94. Al. Общ хар-ка, нахожд. в природе, св-ва и применение. Al - самый распостраненный в земной коре Ме. (8%). Главная масса его сосредоточена в алюмосиликатах. Чрезвычайно распространенным продуктом разрушения образованных ими горных пород является глина, основной состав которой отвечает формуле Al2O3.2SiO2.2H2O. Из других природных форм нахождения Al наибольшее значение имеют боксит Al2O3.xH2O и минералы корунд Al2O3 и криолит AlF3.3NaF. В настоящее время в пром Al получают электролизом р-ра глинозема Al2O3 в расплавленнном криолите. Al2O3 должен быть достаточно чистым, поскольку из выплавленного Al примеси удаляются с большим трудом. Хар-ая СО атома Al +3. Al - типичный амфотерный элемент. Для него характерны не только анионные, но и катионные комплексы. В виде простого вещества Al - серебристо-белый, довольно твердый Ме с плотностью 2,7 г/см3 (т.пл. 660оС, т. кип. ~2500оС). Кристаллизуется в гранецентрированной кубической решетке. Характеризуется высокой тягучестью, теплопроводностью и электропроводностью (составляющей 0,6 электропроводности меди). С этим связано его использование в производстве электрических проводов. При одинаковой электрической проводимости алюминмевый провод весит вдвое меньше медного. На воздухе Al покрывается тончайшей (0,00001 мм), но очень плотной пленкой Оха, предохраняющей Ме от дальнейшего окисления и придающей ему матовый вид. Al легко вытягивается в проволоку и прокатывается в тонкие листы. Алюминиевая фольга (толщиной 0,005 мм) применяется в пищевой и фармацевтической пром для упаковки продуктов и препаратов.  Основную массу Al используют для получения различных сплавов, наряду с хорошими механическими качествами характеризующихся своей легкостью. Важнейшие из них - дурAl (94% Al, 4% Cu, по 0,5% Mg, Mn, Fe и Si), силумин (85 - 90% Al, 10 - 14% Sk, 0,1% Na) и др. Алюминиевые сплавы применяются в ракетной технике, в авиа-, авто-, судо- и приборостроении, в производстве посуды и во многих других отраслях пром. По широте применения сплавы Al занимают второе место после стали и чугуна. Al, кроме того, применяется как легирующая добавка ко многим сплавам для придания им жаростойкости. При накаливании мелко раздробленного Al он энергично сгорает на воздухе. Аналогично протекает и взаимодействие его с серой. С хлором и бромом соед происходит уже при обычной температуре, с иодом - при нагревании. При очень высоких температурах Al непосредственно соединяется также с азотом и углеродом. Напротив, с водородом он не взаимодействует. По отношению к воде Al вполне устойчив. Но если механическим путем или амальгамированием снять предохраняющее действие Охной пленки, то происходит энергичная реак: 2Al + 6H2O = 2Al(OH)3 + 3H2↑ Сильно разбавленные, а также очень концентрированные HNO3 и H2SO4 на Al почти не действуют (на холоду), тогда как при средних концентрациях этих кислот он постепенно р-ряется. Чистый Al довольно устойчив и по отношению к соляной кислоте, но обычный технический Ме в ней р-ряется.  При действии на Al водных р-ров щелочей слой Оха р-ряется, причем образуются алюминаты - соли, содержащие Al в составе аниона: Al2O3 + 2NaOH + 3H2O = 2Na[Al(OH)4] Al, лишенный защитной пленки, взаимодействует с водой, вытесняя из нее водород: 2Al + 6H2O = 2Al(OH)3 + 3H2↑ Образующийся Al(OH)3 реагирует с избытком щелочи, образуя гидроксоалюминат: Al(OH)3 + NaOH = Na[Al(OH)4] Суммарное уравнение р-рения Al в водном р-ре щелочи: 2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2↑ Al заметно р-ряется в р-рах солей, имеющих вследствие их гидролиза кислую или щелочную реакцию, например, в р-ре Na2CO3. |  |
| 95. Соед одновалентного Tl .Токсичность соед Tl+. TlОН – сильное, хорошо раств в Н2О основан. Большинство солей Tl (1) хорошо раст-мы в Н2О, но соли НГ, подобно солям Аг почти нераств и отлич светочувств, иск TlF, кот в Н2о раств. Tl и его соедин. весьма токсичны.  96. Соед типа АВ. Арсенид индия и антимонид Га. Применение. Га и Ин склонны образ соедин с эл-тами V гр в соотнош 1:1, т.н соедин типа АВ, кот обладают св-вами полупроводников. Их можно получить при непосредтв взаимод эл-тов в свободном виде. GaSb облад полупроводник св-вами и исп в полупроводник пром.  97. Сопоставление св-в В, Al, In, Ga, Tl. 3е в наружном слое атома, 2-й нар слой атома В имеет 2 е, Ал – 8е, Га, Ин, Та – 18е. Ме св-ва выражены слабее, чем у эл-тов 2 и 1 а гр. У В преоблад немеет св-ва. В соедин хар-на СО +3. С возраст АтМ появл более низк со +2, д/Та хар-ны СО +1. Ме св-ва от В к Та увелич, Ох бора – кислотнй хар-р, Ал, Га, ин – амфотерн, таллий – основной.  98. применение AlCl3 в кач катализатора (при переработке нефти и при органических синтезах). Из фторалюминатов наибольшее применение (для получения Al, F2, эмалей, стекла и пр.) имеет криолит Na3[AlF6]. Промышленное производство искусственного криолита основано на обработке гидрОха Al плавиковой кислотой и содой: 2Al(OH)3 + 12HF + 3Na2CO3 = 2Na3[AlF6] + 3CO2 + 9H2O Гидридоалюминаты Применяются (в особенности Li[AlH4]) в органическом синтезе. Алюмокалиевые квасцы KAl(SO4)2.12H2O применяются в больших количествах для дубления кож, а также в красильном деле в кач протравы для хлопчатобумажных тканей. Сульфат Al Al2(SO4)3.18H2O Применяется для очистки воды, а также при приготовлении некоторых сортов бумаги.  99. В. Общ хар-ка, нахожд. в природе, получ, св-ва и прим. В распр в природе мало (10-3% масс): борная к-та Н3ВО3, ее соли (Бура Na2B4O7⋅10Н2О). природн В сос-ит из двух стабильных изотопов 10В и 11В. Н2О на В не действ, при т комн В соед только с F, на возд. не окисл, горит при 700С красноватым пламенем. При накаливании смеси В с С бр-ся карбид бора В4С – тугоплавк вещ-во. В обр-ет слабые к-ты, не проявл амфотерн св-в. В имеет черный цвет и по тверд уст только алмазу. Своб В получ восстан В2О3 магнием.При этом В выдел в виде аморфного порошка ос примесями. Чист кристаллич В получ термическим разложением или восстан его галогенидов, а таже разложением Н2-соедин В. ВН3 – летуч соедин самовоспламе. Прим. в ядерной технике, добавка к стали и др. цветным сплавам, насыщение изд бором – борирование – повышает твердость и стройкость к короззии. |  |