ЛЕКЦИЯ 15

ХИМИЯ S -ЭЛЕМЕНТОВ. ЭЛЕМЕНТЫ I И II ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

1. Общая характеристика s-элементов
2. Распространение s-элементов и их соединений в природе
3. Элементы II группы главной подгруппы, нахождение в природе
4. Бериллий и Магний. Получение и применение
5. Физические и химические свойства бериллия и магния
6. Жесткость воды и способы ее устранения
7. Элементы I группы главной подгруппы (щелочные металлы), свойства нахождение в природе и способы получения
8. Соединения щелочных металлов

Общая характеристика s-элементов I и II групп главной подгруппы

S-элементы - это элементы, у которых происходит заполнение s-подуровня. Данные элементы находятся в главных подгруппах первой и второй групп.

S-металлы первой группы включают: литий (Li), натрий (Na), калий (К), рубидий (Rb), цезий (Cs) и франций (Fr). Данные металлы называются щелочными, так как два главных представителя (натрий и калий) образуют сильные основания – щелочи. На внешнем энергетическом уровне атомов данных элементов находится один электрон, который атомы щелочных металлов легко отдают, превращаясь в однозарядные катионы. С увеличением порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, что приводит к усилению восстановительной активности. Щелочные металлы характеризуются незначительной твёрдостью, малой плотностью и низкими температурами плавления.

S -элементы второй группы включают: бериллий (Be), магний (Mg) и щелочноземельные металлы – кальций (Ca), стронций (Sr), барий (Ba) и радий (Ra). Бериллий и магний существенно отличаются от остальных элементов данной группы. Бериллий является амфотерным металлом. Магний образует слабое основание, а щелочноземельные металлы – сильные основания. Данные металлы имеют на внешнем уровне по два электрона и сравнительно легко их отдают, превращаясь в двухзарядные катионы. Они имеют

большую, чем щелочные металлы, твёрдость и довольно высокие температуры плавления.

Данные металлы обладают высокой химической активностью. Их активность можно определить по положению в электрохимическом ряду. Следует обратить внимание на то, что литий по положению в электрохимическом ряду самый активный металл ($\varphi^0 = -3{,}045$ В), хотя по положению в периодической таблице он, в сравнении с остальными щелочными металлами, является самым слабым восстановителем.

Это является следствием того, что положение металла в электрохимическом ряду определяется суммой трех величин:

1) энергии разрушения кристаллической решетки;

2) энергии ионизации металла;

3) энергии гидратации образовавшегося иона.

Энергии разрушения кристаллической решетки для данных металлов примерно одинаковы. Энергия ионизации атома лития в подгруппе самая высокая (Е = 5,39 эВ), но энергия гидратации иона лития, благодаря малому радиусу, аномально высокая. По сумме данных трех величин литий в водном растворе электрохимически самый активный металл.

При взаимодействии щелочных металлов с кислородом воздуха: литий образует оксид (Li_2O), натрий – пероксид (Na_2O_2), а калий, рубидий и цезий – надпероксиды (MeO_2). Бериллий, магний и щелочноземельные металлы легко окисляются на воздухе с образованием оксидов.

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой с образованием гидроксидов. Пероксиды щелочных и щелочноземельных металлов способны взаимодействовать с углекислым газом с выделением кислорода, что позволяет использовать их в системах регенерации воздуха: $2BaO_2 + 2CO_2 \rightarrow 2BaCO_3 + O_2$

Щелочные и щелочноземельные металлы также реагируют с другими неметаллами: галогенами, серой, азотом, водородом. При этом образуются

соответствующие галогениды, сульфиды, нитриды и гидриды. Гидриды полностью разлагаются водой с образованием водорода и гидроксида металла.

Данные металлы вытесняют водород из воды, так как в элекрохимическом ряду стоят левее алюминия.

Бериллий и магний с водой реагируют медленно вследствие малой растворимости образующихся гидроксидов.

$Be(OH)_2$ обладает амфотерными свойствами, т.е. взаимодействует с кислотами и щелочами.

Распространение s-элементов и их соединений в природе

Наиболее распространенные соединения данных элементов следующие:

NaCl - хлорид натрия (поваренная соль) консервант пищевых продуктов;

NaOH - гидроксид натрия (каустическая сода). Применяется для получения мыла, очистки нефти и др.

Na_2CO_3 - карбонат натрия (кальцинированная сода);

$NaHCO_3$ - гидрокарбонат натрия (питьевая сода);

Калий в виде калийных солей необходим для питания растений.

Магний нужен растениям, так как входит в состав хлорофилла.

CaO – оксид кальция (негашеная известь);

$Ca(OH)_2$ - гидроксид кальция (гашеная известь) широко применяется в строительном деле;

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – сульфат кальция (гипс);

$CaCO_3$ – карбонат кальция (известняк, мел, мрамор). При его термическом разложении получают негашеную известь и углекислый газ/

Следует отметить, что соединения натрия, калия, кальция и магния нужны для жизнедеятельности живых организмов.

Водород и гелий также относятся к s-элементам. Данные элементы по распространенности во Вселенной занимают: водород – первое место, а гелий – второе.

Содержание водорода на Земле составляет ~1 %, но в свободном виде H2 почти не встречается. Он входит в состав различных соединений. Водород существует в виде трех изотопов: протий $_1{}^1$H, дейтерий $_2{}^1$D и тритий $_3{}^1$T. В природе на 6800 атомов водорода приходится 1 атом дейтерия. Вследствие большой разницы в массах физические и химические свойства изотопов водорода и образуемых ими соединений довольно значительно отличаются. Одним из наиболее распространенных в природе химических соединений водорода является вода. На примере данного соединения будет показан общий подход при анализе строения и свойств химических соединений.

Гелий на Земле встречается только в атмосфере и содержание его невелико. В химическом отношении это инертное вещество, поэтому применяется в автогенной сварке для создания инертной среды. Температура плавления гелия – 271,4 ^{o}C (при давлении 3,0 МПа), а температура кипения – 269,9 ^{o}C, что позволяет использовать его в качестве хладоносителя в физике низких температур.

Элементы II группы главной подгруппы, нахождение в природе

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra – металлы. $2s^2$ $3s^2$ $4s^2$ $5s^2$ $6s^2$ – s-элементы.

Be, Mg – не являются электронными аналогами.

Ra – радиоактивен.

Ca, Sr, Ba, Ra – щелочноземельные металлы, являются полными электронными аналогами. Все металлы двухвалентны. Химическая активность растет сверху – вниз. Электроны валентных подуровней удерживаются атомами элементов II группы сильнее, чем единственные электроны атомов щелочных металлов. Поэтому для атомов элементов II группы характерны большие значения двух первых потенциалов ионизации и меньшие радиусы.

В металлическом состоянии металлы имеют более прочные связи, высокие температуры кипения, плавления, плотности, чем щелочные металлы, так как в образовании металлических связей участвуют два электрона.

Катионы металлов M^{2+}, так же как и катионы щелочных металлов, образуют соединения с ионной связью.

Для Be, Mg - большинство солей растворимы, а для щелочноземельных - нерастворимы сульфаты, карбонаты, фосфаты.

Нахождение в природе. Be - редкий элемент, встречается только в связанном виде. Минералы: берилл $Be_3Al_2(Si_6O_{18})$, изумруд - зеленая разновидность берилла, аквамарин – зелено-голубая разновидность берилла (примесь Fe); хризоберилл $(BeAl_2)O_4$, александрит – зеленая разновидность хризоберилла (примесь Cr^{3+}).

Mg - химически связанный элемент, входит в состав многих минералов: доломит $CaMg(CO_3)_2$, магнезит $MgCO_3$, карнолит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ и другие. Ионы Mg^{2+} содержатся в морской воде (1,27 г. Mg^{2+} в 1 литре воды) и живых организмах.

Ca - входит в состав многих горных пород и минералов: кальцит (известковый шпат, известняк, мрамор, мел) $CaCO_3$, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, плавиковый шпат CaF_2 и другие.

Sr, Ba - карбонаты и сульфаты встречаются в природе в виде минералов: $SrSO_4$, $SrCO_3$, $BaCO_3$, $BaSO_4$.

Бериллий и Магний. Щелочноземельные металлы.

Получение и применение

Бериллий. Получение. Получают электролизом расплава $BeCl_2$ или металлотермией: $BeCl_2 + Ca = CaCl_2 + Be$.

Магний. Получение. Получают электролизом расплава $MgCl_2$, электротермическим методом (электрическая печь):

$$MgCO_3 \xrightarrow{t} MgO + CO_2;$$

$$MgO + C \xrightarrow{>2000} Mg + CO$$

(пары охлаждают жидким воздухом).

Кальций. Получение. Электролизом расплава $CaCl_2$.

Стронций, барий. Получение. Стронций получают электролизом расплавленного хлорида. Барий получают алюмотермическим методом из оксида бария(II).

Применение. Все соединения Be ядовиты и не находят практического применения. Be используется для изготовления деталей устройств атомных реакторов (замедлитель и отражатель нейтронов), как добавка специальных сплавов: добавка 0,5% Be придает стали жаростойкость и коррозионную устойчивость, эти стали вдвое тверже нержавеющих; бериллиевые бронзы используют для пружин, которые не теряют своей упругости даже после обжига, для изготовления безыскровых контактов; Be хорошо пропускает рентгеновские лучи, поэтому его используют рентгеновских установках («окошко» рентгеновских трубок вместо Al).

Mg используется для производства конструкционных сплавов, применяемых в авиа- и автомобилестроении, используется в пиротехнике, в металлотермии – для получения Ti, Zn, V и других металлов, для изготовления растворимых анодов, применяемых для электрохимической защиты от коррозии.

Гашеная известь используется для приготовления известкового строительного раствора, хлорной извести (смесь $Ca(ClO)_2$, $CaCl_2$ и $Ca(OH)_2$).

Сульфат кальция.$CaSO_4.2H_2O$ – гипс – один из самых распространенных минералов. Используется как вяжущий строительный материал. Обожженный гипс – материал для изготовления гипсовых отпечатков и форм, перегородочных плит и панелей.

Карбид кальция. CaC_2 получают спеканием:

$$CaO + 3C \xrightarrow{t} CaC_2 + CO.$$
(тв.)

Водой гидролизуется до ацетилена: $CaC_2 + 2H_2O = C_2H_2 + Ca(OH)_2$.

C_2H_2 не имеет запаха, однако выделяющийся газ обладает стойким «карбидным» запахом из-за примесей PH_3, NH_3, H_2S.

Все соединения бария растворимы в воде и очень сильно ядовитые вещества.

Сульфат бария не растворимый в воде белый порошок, используется как наполнитель в производстве бумаги и каучука, применяют для получения

краски (малярной или литов. – $BaSO_4$ и ZnS), как рентгеноконтрастного материала.

$Ba(SO_4)_2$, $Ba(ClO_3)_2$ (хлорат)– в пиротехнике (зеленая окраска).

$BaCrO_4$ (хромат) - как пигмент баритовый желтый.

Соединения стронция мало ядовиты.

$Sr(NO_3)_2$, $Sr(ClO_3)_2$ – в пиротехнике (красная окраска);

$Sr(OH)_2$, $SrCO_3$ – для извлечения сахара из мелассы (кормовой патоки);

SrS – как люминофорный материал (голубовато-зеленое свечение).

Свойства бериллия, магния и щелочноземельных элементов

Бериллий. Физические свойства. Очень твердый металл, при наличии примесей – хрупкий. На воздухе покрывается оксидной пленкой, которая защищает от дальнейшего окисления.

$t_{пл.} = 1280^0C$, h = 1,86 г/см^3.

Химические свойства. При нагревании Be взаимодействует с O_2, S, галогенами, N, C:

$Be + C = Be_2C$;

$Be_3N_2 + 6H_2O = 3Be(OH)_2 + 2NH_3$;

$Be_2C + 4H_2O = 2Be(OH)_2 + CH_4$.

С водородом в обычных условиях Be не реагирует. Для галогенидов Be характерно образование полимерных структур. Например, молекулы $BeCl_2$ представляют собой линейные молекулы с sp-гибридизацией орбиталей атома Be.

Оксидная пленка препятствует взаимодействию Be с водой. Be является амфотерным элементом, он реагирует с кислотами и щелочами с выделением водорода:

$Be + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Be(OH)_4] + H_2$

В концентрированных HNO_3 и H_2SO_4 бериллий пассивируется.

Оксид и гидроксид. BeO – амфотерный оксид; при сплавлении:

$BeO + SiO_2 = BeSiO_3$;

$CaO + BeO = CaBeO_2$.

С кислотами: $BeO + H_2SO_4 + 3H_2O = [Be(H_2O)_4]SO_4$ (сульфаттетрааквабериллия II);

С щелочами: $BeO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Be(OH)_4]$ (тетрагидроксобериллат Na).

$Be(OH)_2$ получают из солей при действии на них щелочей, обладает амфотерными свойствами: $Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Be(OH)_4]$.

Магний. Физические свойства. Серебристо-белый металл, очень легкий. На воздухе поверхность металла покрывается защитным слоем оксидной пленки. $t_{пл.} = 650$`, $d_{20`} = 1{,}75$ г/см^3. плохо поддается литью, сварке и пайке.

Химические свойства. Mg – активный металл. При поджигании сгорает яркой вспышкой и образует оксид MgO. Тушить горящий Mg нельзя водой или песком, так как водяной пар и диоксид кремния активно реагирует с Mg:

$Mg + H_2O(г) = MgO + H_2$;

$2Mg + SiO_2 = 2MgO + Si$.

Для этого используют мелкую железную стружку. На холодную воду не действует, а кипящую энергично разлагает: $Mg + 2H_2O = Mg(OH)_2 + H_2$

При прокаливании Mg на воздухе, кроме оксида, образуется нитрид магния:

$3Mg + N_2 = Mg_3N_2$; $Mg_3N_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$.

Mg растворяется в кислотах, кроме HF, H_3PO_4, щелочи на Mg не действуют.

Оксид и гидроксид Mg. MgO (жженая магнезия) – белый порошок, в технике получают прокаливанием при 800-900`C: $MgCO_3 = MgO + CO_2$.

$Mg(OH)_2$ в воде очень мало растворим. Получают из растворов солей Mg при добавлении щелочей. $Mg(OH)_2$ является основанием средней силы (рК23), в щелочах не растворяется. Из насыщенных растворов солей аммония вытесняет аммиак:

$2NH_4Cl + Mg(OH)_2 = MgCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$

образуется слабодиссоциирующее основание

MgO применяют в производстве огнеупорных материалов, керамической химической посуды. MgO является компонентом магнезиального цемента:

$MgO + MgCl_2 + H_2O = 2MgOHCl$ (конц.раствор).

Глинообразная масса через несколько часов затвердевает в прочный, твердый как мрамор монолит, легко полируется. В качестве наполнителя используют опилки, стружки и используют его как строительный материал (плиты для полов).

Физические свойства. Ca - белый блестящий металл, окисляющийся на воздухе. $t_{пл.} = 851`C$, $d = 1{,}55$ г/см^3. окрашивает пламя в оранжевый цвет.

Химические свойства. Ca активнее Be и Mg. При обычных условиях Ca взаимодействует с кислородом и галогенами. При нагревании взаимодействует с N_2, H_2, C, Si и другими веществами:

$Ca + H_2 = CaH_2$, твердое вещество, легко разлагается водой:

$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$

Ca вытесняет водород из воды и разбавленных кислот. Большинство солей Ca нерастворимо.

Оксид и гидроксид. CaO (негашеная известь) получается при обжиге известняка:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t = 1100`C} CO_2 + CaO.$$

При взаимодействии CaO с водой протекает сильно экзотермическая реакция:

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ – гашение извести

(так что часть воды даже испаряется).

$Ca(OH)_2$ – мало растворим в воде(известковая вода) – сильное основание. На воздухе мутнеет в результате взаимодействия с CO_2 с выпадением $CaCO_3$:

$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$.

При пропускании CO_2 в известковую воду получающийся вначале осадок $CaCO_3$ затем исчезает, поскольку образуется растворимый гидрокарбонат Ca:

$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$.

При нагревании раствора вновь осаждается $CaCO_3$.

Физические свойства. Более реакционноспособные, чем кальций.

$t_{пл.}$ (Sr) = 770`C, $t_{пл.}$ (Ba) = 710`C, d (Sr) = 2,64 г/см^3, d (Ba) = 3,61 г/см^3. Стронций окрашивает пламя в светло-зеленый цвет, а барий – в темно-красный.

Химические свойства. Активность металлов увеличивается в ряду Ca – Sr – Ba. Взаимодействуют с неметаллами так же, как и кальций. Оксиды получают (в лаборатории) термическим разложением соответствующих карбонатов или нитратов:

$2Ba(NO_3)_2 = 2BaO + 4NO_2 + O_2$.

При нагревании оксида бария образуется пероксид бария: $2BaO + O_2 = 2BaO_2$.

При взаимодействии с серной кислотой получается пероксид водорода:

$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$.

Оксиды энергично взаимодействуют с водой с образованием гидроксидов – самые сильные основания. В ряду $Ca(OH)_2$ – $Sr(OH)_2$ – $Ba(OH)_2$ усиливается основной характер гидроксидов, растворимость, термическая устойчивость.

Жесткость воды и способы ее устранения

Жесткость воды обусловлена наличием ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Жесткость воды измеряется в миллимолях на литр(моль/л).Различают воду мягкую (жесткость< 2 ммоль/л), средней жесткости (жесткость 2…10 ммоль/л) и жесткую (жесткость > 10 ммоль/л). Различают общую жесткость, которая складывается из временной и постоянной жесткости.

Временная жесткость (устранимая или карбонатная жесткость) удаляется кипячением воды. Эта жесткость вызвана присутствием в воде $Ca(HCO_3)_2$ и $Mg(HCO_3)_2$.

Постоянная жесткость (некарбонатная) сохраняется при кипячении воды, вызвана наличием сульфатов, хлоридов, нитратов, фосфатов Ca и Mg.

Умягчение воды. Устранение жесткости воды заключается в удалении из нее ионов Ca^{2+} и Mg^{2+}. Кипячение

$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2$;

$2\ Mg(HCO_3)_2 = (MgOH)_2 + 3CO_2 + H_2O$.

При введении в воду некоторых реагентов устраняется вся жесткость:

$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$;

$Mg(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2\downarrow + H_2O + CO_2$.

$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$;

$MgSO_4 + Na_2CO_3 = MgCO_3\downarrow + Na_2SO_4$

$CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$.

$3CaSO_4 + 2Na_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 3Na_2SO_4$.

Фосфаты менее растворимы, чем карбонаты, поэтому лучшее умягчение достигается при использовании Na_3PO_4.

Для умягчения воды используют метод ионного обмена. Используются иониты (катиониты и аниониты, ROH и RH). Полимерный каркас катионитов несет активные сульфогруппы $-SO_3H$. При пропускании жесткой воды через слой катионита в Н-форме (Na) катионы H^+ замещаются катионами Ca^{2+} и Mg^{2+}.

Элементы I группы главной подгруппы (щелочные металлы), свойства нахождение в природе и способы получения

Щелочные металлы расположены в главной подгруппе первой группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева (или просто в 1 группе в длиннопериодной форме ПСХЭ). Это литий Li, натрий Na, калий K, цезий Cs, рубидий Rb и франций Fr.

Электронное строение щелочных металлов. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня щелочных металлов: ns1, на внешнем энергетическом уровне находится 1 s-электрон. Следовательно, типичная степень окисления щелочных металлов в соединениях +1.

В ряду Li-Na-K-Rb-Cs-Fr, в соответствии с Периодическим законом, увеличивается атомный радиус, усиливаются металлические свойства, ослабевают неметаллические свойства, уменьшается электроотрицательность.

Физические свойства. Все щелочные металлы - вещества мягкие, серебристого цвета. Свежесрезанная поверхность их обладает характерным блеском.

Кристаллическая решетка щелочных металлов в твёрдом состоянии - металлическая. Следовательно, щелочные металлы обладают высокой тепло- и электропроводимостью. Кипят и плавятся при низких температурах. Они имеют также небольшую плотность.

Нахождение в природе. Как правило, щелочные металлы в природе присутствуют в виде минеральных солей: хлоридов, бромидов, йодидов, карбонатов, нитратов и др. Основные минералы, в которых присутствуют щелочные металлы: поваренная соль, каменная соль, галит -NaCl - хлорид натрия; сильвин KCl - хлорид калия; сильвинит NaCl · KCl; глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ - декагидрат сульфата натрия; едкое кали KOH - гидроксид калия; поташ K_2CO_3 – карбонат калия; поллуцит - алюмосиликат сложного состава с высоким содержанием цезия.

Способы получения. Литий получают в промышленности электролизом расплава хлорида лития в смеси с KCl или $BaCl_2$ (эти соли служат для понижения температуры плавления смеси): $2LiCl = 2Li + Cl_2$

Натрий получают электролизом расплава хлорида натрия с добавками хлорида кальция: $2NaCl\ (расплав) \rightarrow 2Na + Cl_2$

Электролитом обычно служит смесь NaCl с NaF и KCl (что позволяет проводить процесс при 610–650°C).

Калий получают также электролизом расплавов солей или расплава гидроксида калия. Также распространены методы термохимического восстановления: восстановление калия из расплавов хлоридов или гидроксидов. В качестве восстановителей используют пары натрия, карбид кальция, алюминий, кремний:

$KCl + Na = K\uparrow + NaCl$;

$KOH + Na = K\uparrow + NaOH$

Цезий можно получить нагреванием смеси хлорида цезия и специально подготовленного кальция: $Ca + 2CsCl \rightarrow 2Cs + CaCl_2$

Качественные реакции на щелочные металлы - окрашивание пламени солями щелочных металлов.

Цвет пламени: Li - карминно-красный; Na - жѐлтый; K - фиолетовый; Rb- буро-красный; Cs - фиолетово-красный

Химические свойства

1. Щелочные металлы - сильные восстановители. Поэтому они реагируют почти со всеми неметаллами:

а) с галогенами, с образованием галогенидов: $2K + I_2 = 2KI$

б) с серой, с образованием сульфидов: $2Na + S = Na_2S$

в) с фосфором и водородом (очень активно). При этом образуются бинарные соединения - фосфиды и гидриды: 3K + P = K3P; 2Na + H2 = 2NaH

г) с азотом литий реагирует при комнатной температуре с образованием нитрида:

$6Li + N_2 = 2Li_3N$

Остальные щелочные металлы реагируют с азотом при нагревании.

д) с углеродом с образованием карбидов, преимущественно ацетиленидов:

$2Na+2C= Na_2C_2$

е) При взаимодействии с кислородом каждый щелочной металл проявляет свою индивидуальность: при горении на воздухе литий образует оксид,

натрий -преимущественно пероксид, калий и остальные металлы — надпероксид:

$4Li + O_2 = 2Li_2O$

$2Na + O_2 = Na_2O_2$

$K + O_2 = KO_2$

Цезий самовозгорается на воздухе, поэтому его хранят в запаянных ампулах.

2. Щелочные металлы активно взаимодействуют со сложными веществами:

а) взаимодействие щелочных металлов с водой приводит к образованию щелочи и водорода. Литий реагирует бурно, но без взрыва. Например, калий реагирует с водой очень бурно: $2KO + H_2+O = 2K+OH + H_2O$

б) Щелочные металлы взаимодействуют с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой) со взрывом. При этом образуются соль и водород. Натрий бурно реагирует с соляной кислотой: $2Na + 2HCl = 2NaCl + H_2\uparrow$

в) при взаимодействии щелочных металлов с концентрированной серной кислотой выделяется сероводород.

При взаимодействии натрия с концентрированной серной кислотой образуется сульфат натрия, сероводород и вода: $8Na + 5H_2SO_4(конц.) \rightarrow 4Na_2SO_4 + H_2S + 4H_2O$

г) щелочные металлы реагируют с азотной кислотой. При взаимодействии с концентрированной азотной кислотой образуется оксид азота (I):

$8Na + 10HNO_3$ (конц) $\rightarrow N_2O + 8NaNO_3 + 5H_2O$

С разбавленной азотной кислотой образуется молекулярный азот:

$10Na + 12HNO_3$ (разб)$\rightarrow N_2 + 10NaNO_3 + 6H_2O$

При взаимодействии щелочных металлов с очень разбавленной азотной кислотой образуется нитрат аммония: $8Na + 10HNO_3 = 8NaNO_3 + NH_4NO_3 + 3H_2O$

д) щелочные металлы могут реагировать даже с веществами, которые проявляют очень слабые кислотные свойства. Например, при взаимодействии лития с аммиаком образуются амиды и водород: $2Li + 2NH_3 = 2LiNH_2 + H_2 \uparrow$

Ацетилен с натрием образует ацетиленид натрия и также водород:

$H - C \equiv C - H + 2Na \rightarrow Na - C \equiv C - Na + H_2$

е) В расплаве щелочные металлы могут взаимодействовать с некоторыми солями. Обратите внимание! В растворе щелочные металлы будут взаимодействовать с водой, а не с солями других металлов. Например, натрий взаимодействует в расплаве с хлоридом алюминия: $3Na + AlCl_3 \rightarrow 3NaCl + Al$

Соединения щелочных металлов

Оксиды щелочных металлов. Способы получения. Оксиды щелочных металлов (кроме лития) можно получить только косвенными методами: взаимодействием натрия с окислителями в расплаве:

1. Оксид натрия можно получить взаимодействием натрия с нитратом натрия в расплаве: $10Na + 2NaNO_3 \rightarrow 6Na_2O + N_2 \uparrow$

2. Взаимодействием натрия с пероксидом натрия: $2Na + Na_2O_2 \rightarrow 2Na_2O$

3. Взаимодействием натрия с расплавом щелочи: $2Na + 2NaOH \rightarrow 2Na_2O + H_2\uparrow$

4. Оксид лития можно получить разложением гидроксида лития: $2LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$

Химические свойства. Оксиды щелочных металлов - типичные основные оксиды. Вступают в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, кислотами, водой.

1. Оксиды щелочных металлов взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами: Например, оксид натрия взаимодействует с оксидом фосфора (V): $3Na_2O+P_2O_5 \rightarrow 2Na_3PO_4$

Оксид натрия взаимодействует с амфотерным оксидом алюминия: $Na_2O+Al_2O_3 \rightarrow 2NaAlO_2$

2. Оксиды щелочных металлов взаимодействуют с кислотами с образованием средних и кислых солей (с многоосновными кислотами). Например, оксид калия взаимодействует с соляной кислотой с образованием хлорида калия и воды:

$K_2O + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2O$

3. Оксиды щелочных металлов активно взаимодействуют с водой с образованием щелочей. Например, оксид лития взаимодействует с водой с образованием гидроксида лития: $Li_2O + H_2O \rightarrow 2LiOH$

4. Оксиды щелочных металлов окисляются кислородом (кроме оксида лития): оксид натрия - до пероксида, оксиды калия, рубидия и цезия - до надпероксида:

$2Na_2O + O_2 = 2Na_2O_2$

Пероксиды щелочных металлов. Химические свойства. Свойства пероксидов очень похожи на свойства оксидов. Однако пероксиды щелочных металлов, в отличие от оксидов, содержат атомы кислорода со степенью окисления -1. Поэтому они могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

1. Пероксиды щелочных металлов взаимодействуют с водой. При этом на холоде протекает обменная реакция, образуются щелочь и пероксид водорода:

$Na_2O_2 + 2H_2O\ (хол.) = 2NaOH + H_2O_2$

При нагревании пероксиды диспропорционируют в воде, образуются щелочь и кислород: $2Na_2O_2 + 2H_2O\ (гор.) = 4NaOH + O_2\uparrow$

2. Пероксиды диспропорционируют при взаимодействии с кислотными оксидами.

Например, пероксид натрия реагирует с углекислым газом с образованием карбоната натрия и кислорода: $2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow$

3. При взаимодействии с минеральными кислотами на холоде пероксиды вступают в обменную реакцию. При этом образуются соль и перекись водорода:

$Na_2O_2 + 2HCl = 2NaCl + H_2O_2$

При нагревании пероксиды, опять-таки, диспропорционируют:

$2Na_2O_2 + 2H_2SO_4$ (разб.гор.) $= 2Na_2SO_4 + 2H_2O + O_2\uparrow$

4. Пероксиды щелочных металлов разлагаются при нагревании, с образованием оксида и кислорода: $2Na_2O_2 = 2Na_2O + O_2\uparrow$

5. При взаимодействии с восстановителями пероксиды проявляют окислительные свойства. Например, пероксид натрия с угарным газом реагирует с образованием карбоната натрия: $Na_2O_2 + CO = Na_2CO_3$

Пероксид натрия с сернистым газом также вступает в ОВР с образованием сульфата натрия:

$Na_2O_2 + SO_2 = Na_2SO_4$

$2Na_2O_2 + S = Na_2SO_3 + Na_2O$

$Na_2O_2 + 2H_2SO_4 + 2NaI = I_2 + 2Na_2SO_4 + 2H_2O$

$Na_2O_2 + 2H_2SO_4 + 2FeSO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + 2H_2O$

$3Na_2O_2 + 2Na_3[Cr(OH)_6] = 2Na_2CrO_4 + 8NaOH + 2H_2O$

6. При взаимодействии с сильными окислителями пероксиды проявляют свойства восстановителей и окисляются, как правило, до молекулярного кислорода. Например, при взаимодействии с подкисленным раствором перманганата калия пероксид натрия образует соль и молекулярный кислород:

$5Na_2O_2 + 8H_2SO_4 + 2KMnO_4 = 5O_2 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4$

Гидроксиды щелочных металлов (щелочи). Способы получения

1. Щелочи получают электролизом растворов хлоридов щелочных метал-лов:

$2NaCl + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$

2. При взаимодействии щелочных металлов, их оксидов, пероксидов, гидридов и некоторых других бинарных соединений с водой также образуются щелочи. Например, натрий, оксид натрия, гидрид натрия и пероксид натрия при растворении в воде образуют щелочи:

$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$

$2NaH + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$

$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$

3. Некоторые соли щелочных металлов (карбонаты, сульфаты и др.) при взаимодействии с гидроксидами кальция и бария также образуют щелочи. Например, карбонат калия с гидроксидом кальция образует карбонат кальция и гидроксид калия: $K_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2KOH$

Химические свойства

1. Гидроксиды щелочных металлов реагируют со всеми кислотами (и сильными, и слабыми, и растворимыми, и нерастворимыми). При этом образуются средние или кислые соли, в зависимости от соотношения реагентов. Например, гидроксид калия с фосфорной кислотой реагирует с образованием фосфатов, гидрофосфатов или дигидрофосфатов:

$3KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + H_2O$

$2KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_2HPO_4 + 2H_2O$

$KOH + H_3PO_4 \rightarrow KH_2PO_4 + H_2O$

2. Гидроксиды щелочных металлов реагируют с кислотными оксидами. При этом образуются средние или кислые соли, в зависимости от соотношения реагентов. Например, гидроксид натрия с углекислым газом реагирует с образованием карбонатов или гидрокарбонатов:

$2NaOH(\text{избыток}) + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$;

$NaOH + CO_2(\text{избыток}) \rightarrow NaHCO_3$

Необычно ведет себя оксид азота (IV) при взаимодействии с щелочами. Дело в том, что этому оксиду соответствуют две кислоты - азотная (HNO_3) и азотистая (HNO_2). «Своей» одной кислоты у него нет. Поэтому при взаимодействии оксида азота (IV) с щелочами образуются две соли- нитрит и нитрат: $2NO_2 + 2NaOH = NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$

А вот в присутствии окислителя, например, молекулярного кислорода, образуется только одна соль - нитрат, т.к. азот +4 только повышает степень окисления:

$2KOH + 2NO_2 + O_2 = 2KNO_3 + H_2O$

3. Гидроксиды щелочных металлов реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами. При этом в расплаве образуются средние соли, а в растворе комплексные соли. Например, гидроксид натрия с оксидом алюминия реагирует в расплаве с образованием алюминатов: $2NaOH + Al_2O_3 \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$

в растворе образуется комплексная соль - тетрагидроксоалюминат:

$2NaOH + Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$

Еще пример: гидроксид натрия с гидроксидом алюминия в растворе образует также комплексную соль: $NaOH + Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4]$

4. Щелочи также взаимодействуют с кислыми солями. При этом образуются средние соли, или менее кислые соли. Например: гидроксид калия реагирует с гидрокарбонатом калия с образованием карбоната калия: $KOH + KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$

5. Щелочи взаимодействуют с простыми веществами-неметаллами (кроме инертных газов, азота, кислорода, водорода и углерода).

При этом кремний окисляется щелочами до силиката и водорода:

$2NaOH + Si + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2$

Фтор окисляет щелочи. При этом выделяется молекулярный кислород:

$4NaOH + 2F_2 \rightarrow 4NaF + O_2\ (OF_2) + 2H_2O$

Другие галогены, сера и фосфор - диспропорционируют в щелочах:

$3KOH + P_4 + 3H_2O = 3KH_2PO_2 + PH_3\uparrow$

$2KOH(\text{холодный}) + Cl_2 = KClO + KCl + H_2O$

$6KOH(\text{горячий}) + 3Cl_2 = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$

Сера взаимодействует с щелочами только при нагревании:

$6NaOH + 3S = 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$

6. Щелочи взаимодействуют с амфотерными металлами, кроме железа и хрома. При этом в расплаве образуются соль и водород: $2KOH + Zn \rightarrow K_2ZnO_2 + H_2\uparrow$

В растворе образуются комплексная соль и водород:

$2NaOH+2Al+6H_2O=2Na[Al(OH)_4]+3H_2$

7. Гидроксиды щелочных металлов вступают в обменные реакции с растворимыми солями. С щелочами взаимодействуют соли тяжелых металлов. Например, хлорид меди (II) реагирует с гидроксидом натрия с образованием хлорида натрия и осадка гидроксида меди (II): $2NaOH + CuCl_2 = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$

Также с щелочами взаимодействуют соли аммония. Например, при взаимодействии хлорида аммония и гидроксида натрия образуются хлорид натрия, аммиак и вода:

$NH_4Cl + NaOH = NH_3 + H2O + NaCl$

8. Гидроксиды всех щелочных металлов плавятся без разложения, гидроксид лития разлагается при нагревании до температуры 600°C: $2LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$

9. Все гидроксиды щелочных металлов проявляют свойства сильных оснований. В воде практически нацело диссоциируют, образуя щелочную среду и меняя окраску индикаторов: $NaOH \leftrightarrow Na^+ + OH^-$

10. Гидроксиды щелочных металлов в расплаве подвергаются электролизу. При этом на катоде восстанавливаются сами металлы, а на аноде выделяется молекулярный кислород: $4NaOH \rightarrow 4Na + O_2\uparrow + 2H_2O$

Соли щелочных металлов. Нитраты щелочных металлов при нагревании разлагаются на нитриты и кислород. Исключение - нитрат лития. Он разлагается на оксид лития, оксид азота (IV) и кислород. Например, нитрат натрия разлагается при нагревании на нитрит натрия и молекулярный кислород: $2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2\uparrow$

Нитраты щелочных металлов в реакциях могут выступать в качестве окислителей.

Нитриты щелочных металлов могут быть окислителями или восстановителями.

В щелочной среде нитраты и нитриты - очень мощные окислители. Например, нитрат натрия с цинком в щелочной среде восстанавливается до аммиака:

$NaNO_3 + 4Zn + 7NaOH + 6H_2O = 4Na_2[Zn(OH)_4] + NH_3\uparrow$

Сильные окислители окисляют нитриты до нитратов. Например, перманганат калия в кислой среде окисляет нитрит натрия до нитрата натрия:

$5NaNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5NaNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$

Рекомендуемая литература:

1. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия. Химия элементов: учебник и практикум для вузов/ Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. - 2-е изд., перераб. и доп. - Москва: Издательство Юрайт, 2026. - 304 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-17998-9. - Текст: электронный - URL: https://urait.ru/bcode/585653.

2. Черникова, Н. Ю. Начала общей химии: учебник для вузов/ Н. Ю. Черникова, В. В. Самошин. - Санкт-Петербург: Лань, 2024. - 488 с. - ISBN 978-5-507-48676-2. - Текст: электронный. - URL: https://e.lanbook.com/book/394436.

3. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия. Химия s-, d- и f-элементов: учебник для вузов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. - Москва: Издательство Юрайт, 2026. - 492 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-19369-5. - Текст: электронный -URL: https://urait.ru/bcode/583251.