

ОРЛОВ С.Б.
ПОСОБИЕ: МЕТАЛЛЫ

(МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ МЕДИЦИНСКОГО ЛИЦЕЯ)

**МЕТАЛЛЫ. ОБЩИЙ ОБЗОР. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА.
ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ**

Введение

Все элементы периодической системы Д.И. Менделеева условно делят на две группы: металлы и неметаллы. Металлы – химические элементы, которые образуют в свободном состоянии простые вещества с металлической связью. Из 107 известных в настоящее время химических элементов 88 относятся к металлам. Все металлы обладают рядом определенных общих свойств:

- в твердом состоянии металлы имеют плотную кристаллическую структуру,
- для металлов характерен металлический блеск,
- металлы обладают высокой электрической проводимостью и теплопроводностью,
- у металлов отмечается уменьшение электрической проводимости с ростом температуры; это объясняется тем, что с ростом температуры колебания ионов и атомов металлов усиливаются, поэтому движение электронов затрудняется и электропроводность падает,
- атомы металлов имеют низкие энергии ионизации, поэтому металлы легко отдают свои валентные электроны (их у металлов обычно один – два, иногда три), поэтому все металлы – восстановители,
- для металлов характерны ковкость, тягучесть. Это объясняется возможностью смещения атомов и ионов металлов в кристаллической решетке, которое происходит без разрыва металлической связи. Известно, что металлы можно прокатывать в очень тонкие листы, вытягивать в проволоку.
- металлы образуют с другими металлами сплавы.

Положение металлов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева

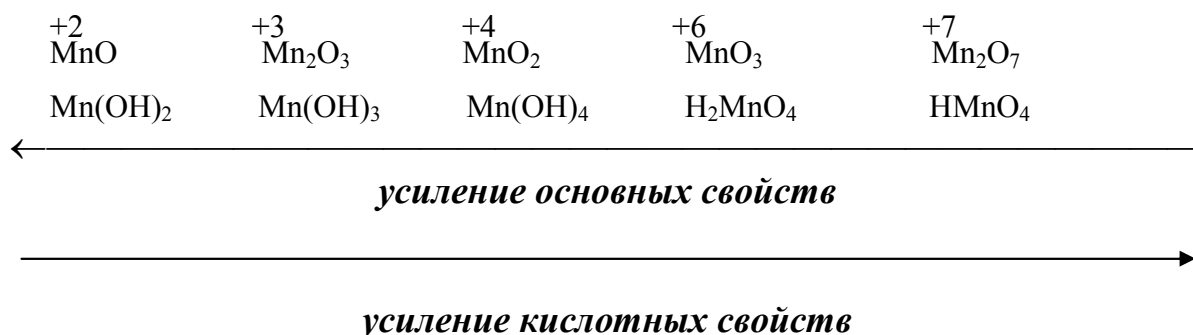
Если провести диагональ от элемента бора к элементу астату, то слева от нее будут находиться все элементы – металлы. Справа от этой диагонали находятся неметаллы (элементы главных подгрупп) и некоторые металлы (элементы побочных подгрупп). Для металлов главных подгрупп периодической системы характерно заполнение электронами s- и p-подуровней внешних электронных уровней, а у металлов побочных подгрупп идет заполнение d-подуровня (n – 1) уровня. У актиноидов и лантаноидов электроны заполняют f-подуровень третьего снаружи уровня.

s – МЕТАЛЛЫ. s- Металлы это элементы главных подгрупп первой и второй групп периодической системы, т.е. это щелочные и щелочноземельные металлы. Это самые активные восстановители. Эти металлы имеют постоянные степени окисления в своих соединениях (+1 – щелочные и +2 – щелочноземельные). Оксиды этих металлов имеют основной характер (исключением является бериллий, малый радиус его иона обуславливает амфотерный характер его оксида). Следует еще отметить, что гидриды этих металлов имеют солеобразный характер, это кристаллы с ионными решетками в узлах которых находятся ионы металлов с соответствующим зарядом и гидрид ионы водорода с зарядом –1.

d – МЕТАЛЛЫ. К d-металлам относятся 30 элементов, которые расположены в серединах больших периодов – четвертого, пятого и шестого. У этих элементов уже заполнен s-подуровень внешнего уровня, электроны заполняют (n-1)d-подуровень. Для этих элементов характерны следующие свойства:

- в образовании химических связей у атомов d-металлов могут принимать участие как s-электроны внешнего уровня, так и электроны (n-1)d-подуровня. Участие электронов d-подуровня (n-1)-уровня зависит от степени его заполнения: пока идет заполнение d-подуровня непарными электронами, они все могут принимать участие в образовании химических связей, а затем число активных электронов уменьшается в результате появления на d-подуровне спаренных электронов. Эта особенность наиболее заметна на элементах четвертого периода: от скандия (Sc) до марганца (Mn) высшая степень окисления растет, а затем снижается до +2 у цинка (электронная конфигурация которого $3d^{10} 4s^2$).
- все d-металлы проявляют переменные степени окисления (исключением являются цинк и кадмий).
- характер оксидов d-металлов зависит от их степени окисления: оксиды, содержащие металл в низшей степени окисления, проявляют основной

характер; оксиды, содержащие металл в высшей степени окисления обладают кислотным характером. Оксиды d-металлов, содержащие металл в промежуточной степени окисления, амфотерны. Например:



самой характерной особенностью d-металлов является их исключительная способность к образованию комплексных соединений. Особенно много разнообразных комплексных соединений образуют такие металлы как медь, серебро, кобальт, платина, железо и некоторые другие. Например: [Cu(NH₃)₄](OH)₂, [Ag(NH₃)₂]Cl, K₄[Fe(CN)₆], K₃[Fe(CN)₆] и т.п.

+2

p-МЕТАЛЛЫ. К p-металлам относятся элементы главных подгрупп третьей (алюминий, галлий, индий и таллий), четвертой (олово и свинец), пятой (висмут), шестой (полоний) групп. У всех этих элементов металлические свойства выражены слабее, чем у щелочных или щелочноземельных металлов. К главным химическим свойствам p-металлов можно отнести следующие:

- образование химических связей осуществляется у них за счет s- и p-электронов в процессе возбуждения и гибридизации атомных орбиталей. Однако с ростом главного квантового числа (с ростом радиуса атома) гибридные орбитали становятся все менее устойчивыми и связь образуется главным образом за счет p-электронов, поэтому у p-металлов степени окисления могут быть различными;
- оксиды p-металлов амфотерные {Al(OH)₃} или кислотные. Индий и таллий имеют основные оксиды. В высших кислородных соединениях p-металлы проявляют большое сходство с высшими кислородными соединениями неметаллов, электронными аналогами которых они являются.

f – МЕТАЛЛЫ. К f-металлам относятся лантаноиды и актиноиды. Их в рамках нашей программы обсуждать мы не будем.

Металлическая связь

При обычных условиях металлы существуют в виде кристаллов, имеющих определенную кристаллическую решетку. Кристаллической решеткой называют периодическое пространственное расположение частиц (атомов, ионов, групп атомов, молекул) в кристалле. На схемах строения кристаллов кристаллическую решетку обычно изображают в виде пересекающихся прямых, соединяющих узлы решетки, под которыми подразумевают центры частиц, образующих решетку. Характер химических связей в решетке играет существенную роль и определяет физические свойства вещества. В узлах кристаллической решетки металлов находятся атомы металлов. Они содержат на своих внешних электронных уровнях обычно 1 – 2 электрона. Вследствие малой плотности электронов на внешних уровнях атомов металлов последние легко сближаются. У металлов в металлических решетках каждый атом металла имеет от 8 до 12 ближайших соседей (под соседом подразумевается другой такой же атом металла), а число электронов мало. Отсюда ясно, что образование в металлах ковалентной связи маловероятно (напомним, что ковалентная связь является двухэлектронной, двухцентровой и локализованной). Образование ионной связи в металлах невозможно, так как кристалл металла образован атомами одного и того же вида (переход электрона от одного атома металла к другому невозможен, так как у всех атомов данного металла электроотрицательность будет одинаковой).

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ, УДЕРЖИВАЮЩЕЕ АТОМЫ МЕТАЛЛОВ В ЕДИНОМ КРИСТАЛЛЕ, НАЗЫВАЕТСЯ МЕТАЛЛИЧЕСКОЙ СВЯЗЬЮ.

В атомах металлов малое число валентных электронов сочетается с наличием большого числа свободных орбиталей, орбиталей близких по энергии и находящихся во внешнем слое. Поэтому у электронов появляется возможность свободно перемещаться с одной орбитали на другую, за счет такого свободного перемещения электронов все атомы или ионы металла связываются в единое целое и образуют простое вещество металл.

Природа металлической связи подобна природе ковалентной: оба типа связи основаны на обобществлении валентных электронов. В случае ковалентной связи два атома связаны общей электронной парой, которая локализована между двух ядер взаимодействующих атомов. Металлическую связь можно рассматривать как предельно

делокализованную ковалентную: целая группа атомов металла связана группой общих электронов; относительно небольшое число электронов обеспечивает связывание атомов металлов в кристалле металла. Металлическая связь является *нелокализованной и ненаправленной*.

Металлическая связь обуславливает такие свойства металлов как высокая электрическая проводимость, хорошая теплопроводность, пластичность – способность металлов менять свою форму под действием механических сил.

Упрощенно металл можно рассматривать как гигантскую молекулу, построенную из катионов металлов, связанных между собою относительно свободными подвижными валентными электронами.

Общие физические свойства металлов

Все металлы, кроме ртути, при обычных условиях - твердые вещества. Свойства металлов обусловлены наличием в них металлической связи и кристаллической решетки.

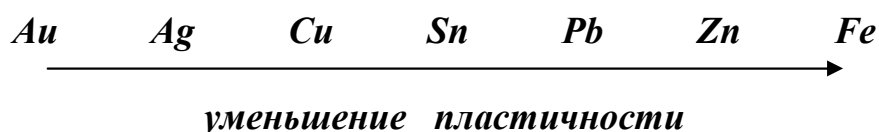
По плотности металлы делятся на легкие и тяжелые. Легкие металлы это те, плотность которых меньше 5 г/см^3 . Это такие металлы как литий, натрий, кальций, алюминий, титан и некоторые другие. Самый легкий металл – литий (плотность его $0,5 \text{ г/см}^3$), самый тяжелый – осмий (плотность его $22,6 \text{ г/см}^3$). Плотность металлов определяется их атомной массой, атомным радиусом, плотностью упаковки в кристаллической решетке.

Температуры плавления металлов зависят от прочности связи атомов в кристаллической решетке и изменяются от -39 до $+3420^0 \text{ С}$ (это ртуть и вольфрам). Температуры плавления зависят от прочности металлической связи.

Температуры кипения, даже для легкоплавких металлов, всегда сравнительно высоки.

Металлы сильно отличаются и по твердости. Хром самый твердый металл, он царапает стекло, а натрий и калий мягкие, они режутся ножом. Твердость металлов также зависит от прочности металлической связи.

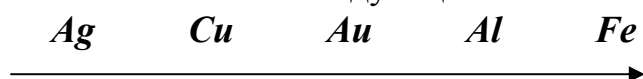
Металлы пластичны. Пластичность металлов – это способность их менять свою форму при механических воздействиях. Атомы и ионы металлов в кристаллической решетке могут смещаться без разрыва связи. Изменение пластичности в ряду металлов происходит согласно следующей схеме:



Из 1 г золота можно вытянуть 2,4 км проволоки, золото можно прокатывать в листы толщиной до 0,003 мм.

По цвету металлы делят на черные и цветные. К черным металлам относят железо, хром, марганец и их сплавы. Все остальные металлы относят к цветным.

Высокая электро- и теплопроводность металлов объясняется наличием сильно делокализованной связи в их кристаллической решетке. Свободные электроны под влиянием очень небольшой разности потенциалов начинают перемещаться от отрицательного полюса к положительному. Чем ниже температура, тем меньше колебательное движение ионов и атомов, а следовательно выше электропроводность. При температурах близких к абсолютному нулю у металлов практически отсутствует электрическое сопротивление. Наиболее хорошо проводит электрический ток серебро, у других металлов электропроводность уменьшается. Это можно показать следующей схемой:



Уменьшение электро- и теплопроводности

Уменьшение теплопроводности подчиняется вышеприведенной схеме. Теплопроводность металлов связана с высокой подвижностью свободных электронов (электронов осуществляющих металлическую связь), а так же и с колебательным движением ионов.

Общие химические свойства металлов

Химические свойства металлов разнообразны, но общим для металлов является то, что все металлы легко отдают свои валентные электроны и являются восстановителями: $Me^0 - ne = Me^{+ne}$. Иначе говоря, химические свойства металлов определяются тем, что валентные электроны атомов металлов слабо связаны с ядром, они легко отрываются, а сам металл превращается в положительно заряженный ион. В водных растворах металлы существуют или в виде положительно заряженных простых гидратированных ионов (Mg^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} и так далее) или вместе с элементами-неметаллами входят в состав отрицательно заряженных ионов (MnO_4^{1-} , $Cr_2O_7^{2-}$ и так далее), проявляя всегда положительные степени окисления.

Рассмотрим основные общие химические свойства металлов:

I. Взаимодействие металлов с простыми веществами

A. Отношение металлов к неметаллам.

Металлы взаимодействуют почти со всеми неметаллами:

1. $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$; $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$; $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$;
2. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$; $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$;
3. $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$;
4. $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\text{Na}_3\text{N}$
5. $3\text{Ca} + 2\text{P} = \text{Ca}_3\text{P}_2$
6. $2\text{Na} + 2\text{C} = \text{Na}_2\text{C}_2$
7. $2\text{Ca} + \text{Si} = \text{Ca}_2\text{Si}$
8. $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$

Во всех этих реакциях металлы проявляют свойства восстановителя, металлы отдают электроны и переходят в состояния с положительной степенью окисления.

B. Отношение металлов к металлам.

При взаимодействии металлов с металлами, обычно при высоких температурах, образуются сплавы.

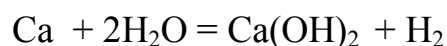
Металлы могут образовывать химические соединения между собой. Такие соединения обычно образуют типичные металлы с металлами, обладающими слабыми металлическими свойствами. Примером могут быть следующие соединения натрия со свинцом: Na_5Pb_2 , NaPb , Na_2Pb , Na_4Pb .

Соединения металлов с металлами называют интерметаллидами (или интерметаллическими соединениями, или металлидами).

II. Взаимодействие металлов со сложными веществами

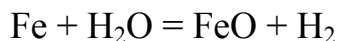
1. Отношение металлов к воде

При обычных условиях с водой взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы, эти реакции проходят с выделением водорода:



Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода (от алюминия до водорода) вытесняют водород из воды (реакции идут при высоких

температурах), но образуются в результате реакции не гидроксиды, а оксиды металлов:

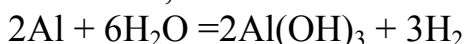


Медь и другие металлы, стоящие в ряду напряжений за водородом вытеснить водород из воды не могут.

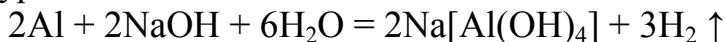
2. Отношение металла к водным растворам щелочей

При взаимодействии металлов с водным раствором щелочи происходит два процесса: а) идет окисление металла до катиона с одновременным восстановлением водорода; б) образовавшийся катион металла в той или иной форме переходит в раствор. Отсюда ясно, что для того чтобы металл мог реагировать с раствором щелочи, этот металл должен быть достаточно химически активным. Это объясняется тем, что металл должен восстановить ионы водорода при той ничтожной концентрации, в которой эти ионы присутствуют в водном растворе щелочи. Кроме того, образовавшиеся ионы металла должны уходить в раствор – если этого не произойдет, то эти ионы металла будут образовывать с гидроксид-ионами, которых очень много в растворе щелочи, нерастворимый осадок гидроксида металла ($\text{Me}_x(\text{OH})_y$). Этот осадок покрывает поверхность металла и дальнейшая реакция прекратится. Следовательно, образующийся гидроксид металла должен быть растворимым либо в воде, либо в щелочи.

Примером может служить реакция взаимодействия алюминия с раствором щелочи: образующийся гидроксид алюминия амфотерен и растворяется в растворе щелочи, поэтому такая реакция протекает хорошо. Покажем это, написав соответствующие реакции:

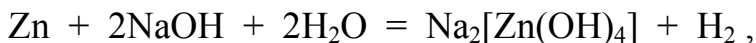


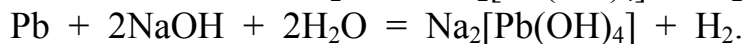
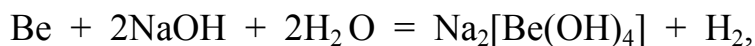
суммарное уравнение можно записать так:



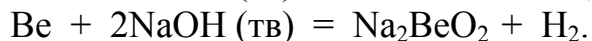
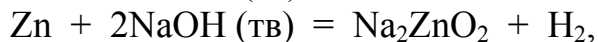
Магний не растворяется в растворе щелочи по следующим причинам: магний довольно активен и может вытеснять водород из воды, но гидроксид магния, образующийся в такой реакции, не амфотерен, он не растворяется в растворе щелочи и поэтому магний в растворах щелочей не растворим.

Укажем, что реакции между металлами и основаниями немногочисленны. С растворами щелочей взаимодействуют только те металлы, которые образуют амфотерные оксиды и гидроксиды. Во всех таких реакциях образуется водород и комплексная соль. Приведем примеры:





Если металл сплавлять со щелочью, то происходит выделение водорода и образуется средняя соль:

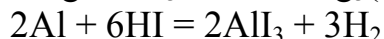
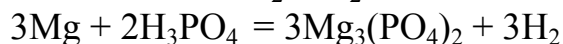
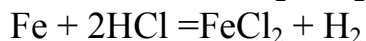
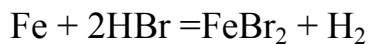


Следует запомнить, что железо и хром со щелочами не взаимодействуют, а их амфотерные оксиды (Fe_2O_3 и Cr_2O_3) реагируют со щелочами.

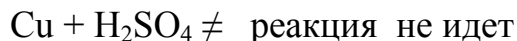
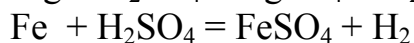
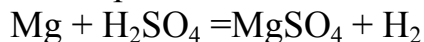
Заканчивая этот вопрос, мы должны подчеркнуть, что термин “алюминий амфотерный металл” является неграмотным, термин “амфотерность” не может быть использован по отношению к какому либо элементу. **Амфотерными могут быть только соединения.** Это, например, оксиды, гидроксиды элемента, которые могут проявлять кислотные или основные свойства в реакциях кислотно-основного взаимодействия.

3. Отношение металлов к кислотам

Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, взаимодействуют с кислотами неокислителями, образуя соль и водород. Сильные кислоты и кислоты средней силы реагируют со всеми металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, а слабые кислоты реагируют только со щелочными и щелочноземельными металлами. Приведем примеры:



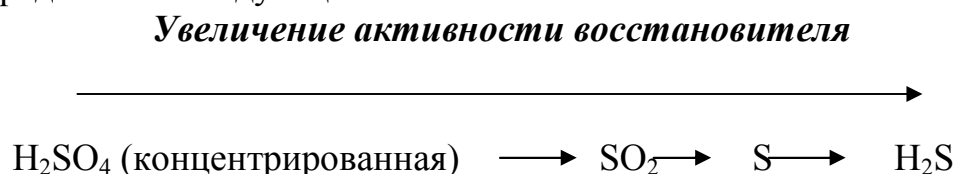
Разбавленная серная кислота является слабым окислителем, она проявляет свои окислительные свойства за счет иона водорода. Поэтому разбавленная серная кислота взаимодействует только с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода; при протекании таких реакций образуется соль серной кислоты и выделяется водород:



Отношение металлов к кислотам окислителям (концентрированная серная и разбавленная и концентрированная азотная) следующее. У кислот окислителей кислотообразующий атом (в нашем случае это атомы серы и азота) имеет высшую положительную степень окисления (у серы это +6, а у азота +5). Поэтому в химических реакциях молекула кислоты или ее

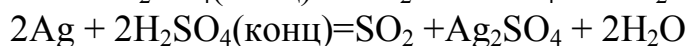
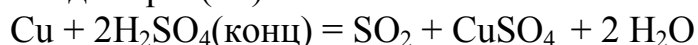
анион проявляют окислительные свойства; при этом кислотообразующие атомы понижают свою степень окисления (сера может понижать свою степень окисления до +4, нулевой и -2; атом азота в азотной кислоте может принимать от одного до восьми электронов, поэтому его степень окисления может понижаться до +4, +2, +1, 0, -3). Эти кислоты проявляют свойства окислителя еще и за счет того, что их кислотообразующие атома (сера и азот) могут только восстанавливаться.

Продукты восстановления концентрированной серной кислоты можно представить следующей схемой:

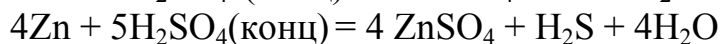
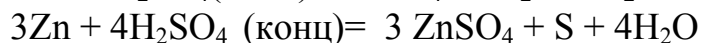
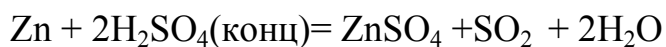


Вид продуктов восстановления определяется концентрацией кислоты, активностью металла и температурой.

Почти все металлы, исключая золото, платину и некоторые другие подобные металлы, взаимодействуют с горячей концентрированной серной кислотой. Если металлы малоактивны (эти металлы располагаются в ряду напряжений металлов справа от водорода), то кислота восстанавливается обычно до оксида серы (IV):



Активные металлы (в ряду напряжений находятся слева от водорода), реагируя с концентрированной серной кислотой, образуют соль, воду и продукт восстановления концентрированной серной кислоты (серу, сероводород и диоксид серы). Например, при взаимодействии цинка с концентрированной серной кислотой одновременно идут сразу три следующие реакции:

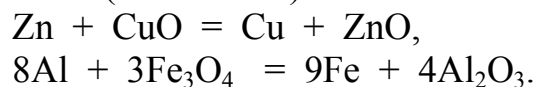


Холодная концентрированная серная кислота не взаимодействует с алюминием, хромом и железом. Это объясняется тем, что поверхность металла покрывается под действием кислоты прочной оксидной пленкой, этот процесс называют пассивированием металла. Образовавшаяся прочная оксидная пленка препятствует протеканию реакции. Но, если эти металлы обрабатывать горячей концентрированной серной кислотой, то реакция протекает:

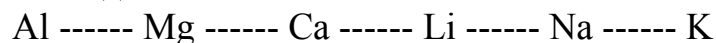


4. Отношение металлов к оксидам

При высоких температурах более активные металлы восстанавливают (вытесняют) менее активные из их оксидов:

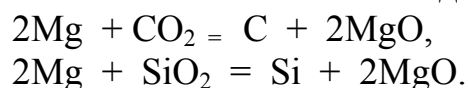


В металлотермических реакциях восстановительная способность растет в следующей последовательности:



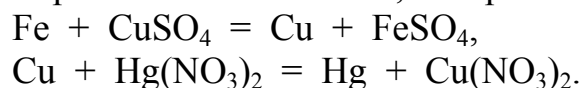
(еще раз подчеркнем, что эта схема справедлива для безводной среды).

Можно отметить, что металл – магний используют для восстановления неметаллов из их оксидов (магнийтермия):



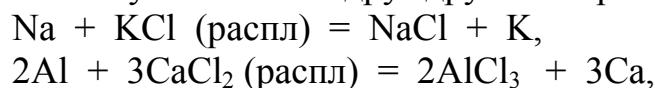
5. Отношение металлов к солям

Металлы, которые в ряду напряжений находятся левее, вытесняют из водных растворов солей те металлы, которые находятся правее:



Следует помнить, что такие реакции не следует проводить с очень активными металлами – щелочными и щелочноземельными. Эти металлы в первую очередь будут реагировать с водой, так такая реакция для них энергетически более выгодна.

Металлы могут вытеснять друг друга и из расплавов солей:

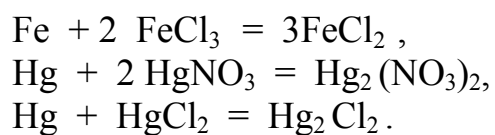


(обратите внимание на то, что алюминий в расплавах более активный металл чем щелочноземельные и может вытеснять эти металлы из расплавов солей).

Обсуждая этот вопрос, следует помнить, что многие соли при нагревании разлагаются и поэтому не все соли могут участвовать в таких процессах.

Металлы не вытесняют друг друга из твердых сухих солей и из нерастворимых солей.

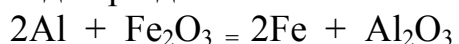
Кроме того, необходимо отметить, что металлы участвуют в окислительно-восстановительных реакциях с солями, которые проявляют окислительные свойства:



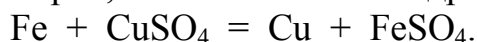
III. Общие методы получения металлов

Все способы получения металлов сводятся к восстановлению металла из его ионного состояния. Это можно отразить схемой: $Me^{n+} + ne = Me^0$. Процесс этот требует энергетических затрат и поэтому его трудно осуществить, однако его осуществляют различными способами.

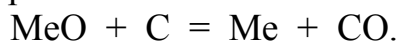
1. Например, металлы можно получать вытеснением какого либо металла из его оксида при действии на этот оксид более активным металлом:



Этот метод называют алюминотермией. Если такой процесс проводить в водных растворах, то его называют гидрометаллургией. Например:



2. Металлы получают восстановлением из их оксидов такими восстановителями как водород, оксид углерода (II), твердый углерод. Такие процессы проводят при высоких температурах; объединяются они под общим названием – пирометаллургия. Например:



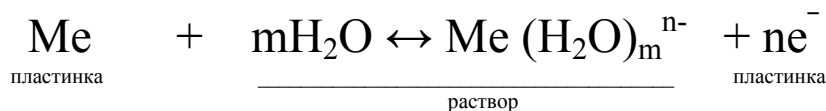
3. Существует и третий способ получения металлов - электрометаллургия. Это получение металлов с помощью процесса электролиза, который можно проводить в расплавах или в растворах солей (подробнее эти процессы будут рассмотрены далее в теме «Электролиз расплавов и растворов солей»).

РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

ПОНЯТИЕ ОБ ЭЛЕКТРОДНОМ ПОТЕНЦИАЛЕ.

Представим себе, что мы погрузили металлическую пластинку в воду. Атомы металлов в кристаллической решетке металла ионизированы. При контакте металла с водой или раствором соли этого же металла некоторая часть атомов металла переходит в раствор за счёт взаимодействия с полярными молекулами воды. Катионы металла в растворе гидратированы. Металлическая пластинка заряжается отрицательно за счёт оставшихся в металле электронов. Таким образом в металлической пластинке имеется избыточное количество электронов, которые и сообщают ей отрицательный заряд. Катионы металла притягиваются к пластинке. В результате на границе фаз *металл/раствор* возникает двойной электрический слой, которому соответствует некоторая **разность потенциалов** между металлом и раствором,

зависящая от природы металла, концентрации (точнее, активности) ионов металла в растворе и от температуры.



Чем более активным является металл, тем легче его катионы будут переходить в раствор и тем больше будет отрицательный заряд на поверхности металла. В случае малоактивных металлов может иметь место обратный процесс – переход катионов металла на поверхность пластинки, вследствие чего она приобретает положительный заряд. Тогда к пластинке притягиваются анионы соли. В любом случае на границе раздела двух фаз образуется двойной электрический слой. В электрохимии

электродом называют металлическую пластинку (электропроводящая среда), опущенную в электролит (ионопроводящая среда)

Разность (скачок) потенциалов, возникающая между металлом и жидкой фазой, называется электродным потенциалом E .

Потенциалу металла приписывается тот знак, который возникает на его поверхности в двойном электрическом слое.

Пластинка металла и раствор соли (т.е. катионы этого металла) вместе представляют единую **окислительно-восстановительную систему**, характеризующуюся определённым электродным потенциалом, который зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе, от температуры и рН среды.

Экспериментально определить абсолютное значение электродного потенциала невозможно. Поэтому на практике измеряется разность потенциалов между электродным потенциалом исследуемой системы и потенциалом электрода сравнения (т.е. электрода принятого за эталон).

В качестве электрода сравнения используют **водородный электрод**. Устроен он так: платиновая пластинка, покрытая тонкодисперсной платиной (платиновая чернь) опущена в раствор серной кислоты с концентрацией 1 моль/л. Через раствор непрерывно пропускают водород под давлением 1 атмосфера (нормальное атмосферное давление). Поэтому поверхность пластины насыщена водородом. В результате в системе устанавливается равновесие: $\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{H} \leftrightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$. Вследствие установления равновесия возникает электродный потенциал. Электродный потенциал, отвечающий данным условиям, получил название

стандартного водородного потенциала $E^0_{2H/H}$. Величина этого потенциала может быть рассчитана по уравнению Нернста:

$$E_{2H/H} = E^0_{2H/H} + 0,059 \lg C_H$$

Для нормального водородного электрода разность потенциалов между электродом и раствором условно принимают равной нулю ($E^0_{2H/H} = 0$). Тогда уравнение Нернста принимает вид:

$$E_{2H/H} = 0,059 \lg C_H = -0,059 \text{pH}$$

Сочетая электрод, представляющий исследуемую окислительно-восстановительную систему, со стандартным водородным электродом, определяют электродный потенциал E данной системы. Потенциалы измеряют в стандартных условиях: концентрация кислоты 1 моль/л; давление 1 атмосфера; температура 298 К. Потенциалы, измеренные в таких условиях, носят название **стандартных электродных потенциалов E^0** . Их часто называют *окислительно-восстановительными* или *редокс-потенциалами*.

Теперь можно сделать следующие выводы:

1. *Стандартный потенциал нормального водородного электрода – это потенциал при температуре 298 К, давлении водорода 1 атм. и концентрации ионов водорода в растворе 1 моль.*
2. *По отношению к стандартному водородному электроду выражают потенциалы всех других электродов.*

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Если измерить стандартные электродные потенциалы различных металлов по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода и расположить их в порядке увеличения, получим **электрохимический ряд напряжений металлов**:

	Усиление	восстановительной	способности	металлов		Усиление	окислительной	способности	ионов	металлов
Me	K	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	H	Cu	
$E^0, \text{В:}$	-2,92	-2,38	-1,66	-0,76	-0,44	-0,14	-0,13	0	+0,34	

Чем ниже значение E^0 , тем более сильным восстановителем является металл и тем более слабым окислителем является соответствующий гидратированный ион. И наоборот, чем выше значение E^0 , тем более слабым восстановителем является металл и тем более сильным окислителем будет соответствующий гидратированный ион.

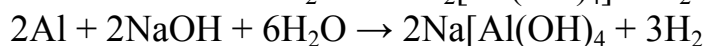
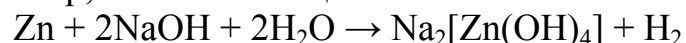
Таким образом, электрохимический ряд напряжений характеризует свойства металлов в водных растворах:

1. чем меньше электродный потенциал металла, тем легче металл окисляется и труднее восстанавливается из своих ионов;
2. металлы, имеющие отрицательные электродные потенциалы, т.е. стоящие в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснять его из разбавленных растворов кислот. (Отметим, что самые активные металлы, стоящие вначале ряда по алюминий включительно, способны вытеснить водород из воды, где ионов водорода очень мало).
3. Каждый металл способен восстанавливать (вытеснять) из растворов солей те металлы, которые имеют более высокий электродный потенциал.

Положение металла в ряду напряжений зависит от энергии ионизации его атома и от энергии гидратации образующегося иона, которая в свою очередь зависит от заряда и размеров иона.

Растворение металлов в щёлочи

Некоторые металлы восстанавливают водород из водных растворов щелочей. Это, например, алюминий и цинк:



Чем определяется, будет ли данный металл растворяться в щёлочи? Прежде всего тем, будет ли он окисляться ионами водорода. Если металл растворяется в растворе щёлочи, то он вытесняет из этого раствора водород, т.е. идёт окислительно-восстановительная реакция:



При этом образовавшийся ион металла должен иметь возможность перейти в раствор. Этого не произойдёт, если ион металла образует с гидроксоионами, присутствующими в большой концентрации в растворе щелочи, нерастворимый осадок гидроксида. Этот осадок покрывает поверхность металла и тем самым блокирует процесс растворения. Если же ион металла образует в щелочной среде растворимое соединение – например алюминат или цинкат, то растворение металла будет иметь место.

Таким образом, металл будет растворяться в водном растворе щёлочи при следующих условиях:

1. металл должен быть достаточно сильным восстановителем, чтобы его окислили ионы водорода даже при той малой концентрации этих ионов, которая имеется в щелочном растворе;
2. ион металла той степени окисления, до которой он окисляется ионами водорода, даёт в щелочном растворе растворимые соединения.

Восстановительные свойства металлов в водной и безводной средах могут быть разными, поэтому и порядок расположения металлов по их восстановительной способности в этих случаях несколько различается. Так, в безводной среде из щелочных металлов наиболее сильным восстановителем является цезий, в водной среде первым в ряду напряжений стоит литий.

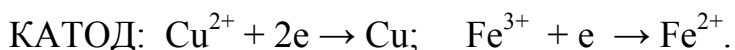
ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электрический ток является самым сильным окислителем и самым сильным восстановителем, так как электрохимическим путём можно получать даже вещества, известные как самые сильные восстановители и самые сильные окислители (например: фтор, щелочные металлы и т.д.).

Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита

Процесс электролиза осуществляется в электролизёре (электролитической ячейке). Электролизёр – специальный сосуд с раствором или расплавом электролита, в который погружены два электрода. Один из них соединён с положительным, а другой – с отрицательным полюсами внешнего источника тока. Электродами обычно служат металлические или графитовые стержни. В растворе или расплаве электролита ионы находятся в хаотическом тепловом движении. Под действием электрического поля от внешнего источника тока их движение получает преимущественное направление: катионы движутся в направлении к катоду, анионы – к аноду. Это преимущественное направление в движении ионов проявляется как электрический ток, протекающий через раствор.

Катод соединён с отрицательным полюсом источника тока и, следовательно, заряжен отрицательно. Катод служит источником электронов. Анод соединён с положительным полюсом источника тока. Поэтому катод имеет положительный заряд и принимает электроны. Таким образом на катоде происходит катодное восстановление, а на аноде – анодное окисление. В результате каждого из этих процессов могут получаться как электронейтральные вещества, так и ионы:



Молекулы воды могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде.

Суммарными продуктами процессов на катоде и на аноде являются электронейтральные вещества.

При электролизе число электронов, приобретаемых при катодном восстановлении, равно числу электронов, теряемых при анодном окислении.

Для правильного определения продуктов электролиза нужно знать следующее.

Характер процесса на катоде зависит от катиона

1. Чем правее в ряду напряжений находится металл, тем легче восстановить его катион на катоде до свободного металла. При электролизе раствора или расплава, содержащего разные катионы, в первую очередь будут восстанавливаться катионы металлов, расположенных правее в ряду напряжений.
2. Катионы металлов, стоящих в ряду напряжений от Li до Al включительно, из водных растворов соответствующих солей не восстанавливаются. В таких случаях восстанавливаются только молекулы воды. Такие металлы, как алюминий, натрий, кальций и т.п. получить электролизом водного раствора их солей нельзя. Такие металлы могут быть получены только при электролизе расплавов их солей.
3. Катионы металлов, стоящих в ряду напряжений после алюминия, в том числе и металлы, стоящие в этом ряду после водорода, восстанавливаются на катоде. Однако следует учитывать разную концентрацию в растворе солей катионов и протонов (H^+). Если проходит электролиз соли металла, находящегося в ряду напряжений между алюминием и водородом, то из-за высокой концентрации

катионов соли, в первую очередь будет восстанавливаться на катоде катион металла.

Характер процесса на аноде зависит от аниона и от материала анода. Оценить восстановительную способность аниона можно рассмотрев ряд восстановительной способности анионов:



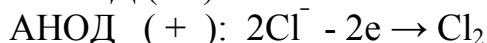
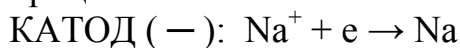
УБЫВАНИЕ ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ СПОСОБНОСТИ ИОНОВ

При одновременном нахождении в растворе (в сравнимых концентрациях) эти ионы будут окисляться в порядке их расположения в ряду.

Рассмотрим несколько наиболее типичных примеров электролиза солей и других электролитов.

Электролиз расплава хлорида натрия.

Это самый простой пример. В такой системе имеются катионы натрия и анионы хлора. Поэтому на электродах могут протекать лишь процессы:

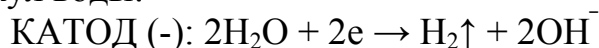


Таким образом продуктами электролиза будут металлический натрий и свободный хлор.

Электролиз водного раствора хлорида натрия.

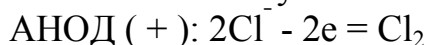
В этом случае в системе имеется вода, которая является слабым электролитом и тоже может подвергаться электролизу. Следовательно, в таком растворе есть два рода катионов: Na^{+} и H^{+} (точнее H_3O^{+}) и два рода анионов: OH^{-} и Cl^{-} .

В отношении катионов применимо сформулированное выше правило: так как натрий расположен в ряду напряжений левее алюминия, то он восстанавливаться не будет; на катоде будет происходить восстановление молекул воды:



Такая форма записи наглядно показывает, почему при электролизе водного раствора хлорида натрия щелочь накапливается в катодном пространстве, если электролит не перемешивается. Около катода нарастает концентрация ионов гидроксила, образующихся при восстановлении молекул воды, а их заряд компенсируют ионы натрия, которые притягиваются ионами гидроксила.

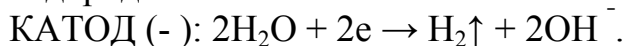
На аноде идёт восстановление ионов хлора, а не молекул воды (см. восстановительную способность анионов):



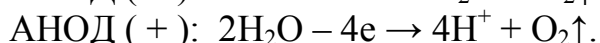
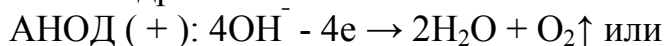
Продуктами электролиза будут: водород, хлор, а в электролизёре будет накапливаться гидроксид натрия.

Электролиз водного раствора сульфата натрия.

Как и в предыдущем случае, на катоде будет восстанавливаться водород:



Что же касается анодного окисления, то на аноде, согласно рассмотренной восстановительной активности ионов, будут окисляться ионы гидроксила:



Второй способ записи более точный, так как он отражает тот факт, что концентрация ионов гидроксила в водном растворе сульфата натрия ничтожно мала, а поэтому электролизу подвергаются молекулы воды.

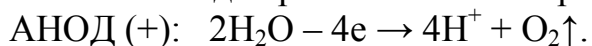
Следовательно, на электродах выделяются водород и кислород, а в растворе остаётся сульфат натрия. В данном случае идёт электролиз воды.

Электролиз раствора серной кислоты.

В этом случае процесс на катоде правильнее записать как восстановление катиона водорода, которого в данном случае в растворе много, так как он образуется при диссоциации сильного электролита – серной кислоты:

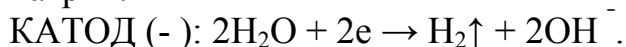


На аноде протекает тот же процесс, что и при электролизе Na_2SO_4 :

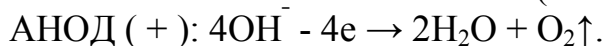


Электролиз водного раствора гидроксида натрия.

Процесс на катоде такой же, как и в случае электролиза сульфата натрия:



Процесс на аноде следует записать как окисление присутствующих в большом количестве ионов OH^- (они образуются при диссоциации NaOH):



Из рассмотренных примеров процессов электролиза веществ (Na_2SO_4 , H_2SO_4 , NaOH) следует, что в этих случаях идёт процесс электролиза воды, а роль растворённого вещества сводится к резкому увеличению электрической проводимости раствора по сравнению с водой.

Электролиз водного раствора йодида кальция.

В растворе ионы кальция и катионы водорода (Ca^{2+} и H^+). Кальций расположен в ряду напряжений до алюминия, следовательно его ионы

гораздо более слабые окислители, чем ионы водорода. Поэтому на катоде разряжаются ионы водорода и около катода накапливаются ионы OH^- :

КАТОД (-): $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$. Вблизи катода образуется раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

На аноде разряжаются ионы I^- : анод (+): $2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$.

Таким образом, при электролизе йодида кальция на катоде выделяется водород, а на аноде образуется йод. В катодном пространстве накапливается раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Этот процесс можно выразить следующим уравнением реакции:



Электролиз водного раствора сульфата цинка.

В этом случае в растворе будут находиться катионы Zn^{2+} , H^+ и анионы SO_4^{2-} , OH^- . Цинк находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, поэтому в данном случае на катоде будут разряжаться и катионы цинка и катионы водорода:

КАТОД (-): $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0$ и $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$.
Образующийся анион OH^- будет взаимодействовать с катионом Zn^{2+} :
 $2\text{OH}^- + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$.

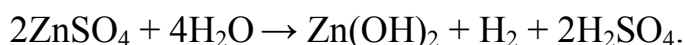
На аноде будут разряжаться ионы OH^- , образующиеся при диссоциации воды, так как ионы SO_4^{2-} удерживают свои электроны более прочно:

АНОД (+): $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$. Образующиеся ионы H^+ будут взаимодействовать с анионами SO_4^{2-} : $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

При прохождении электрического тока через электролизёр ионы H^+ и OH^- перемещаются навстречу друг и образуют молекулы воды.

В катодном пространстве накапливается $\text{Zn}(\text{OH})_2$, а в анодном - H_2SO_4 .

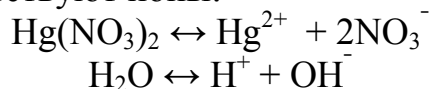
Таким образом, процесс электролиза можно выразить следующим уравнением:



По мере того, как идёт процесс электролиза – идёт процесс взаимодействия $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Образующиеся нейтральные молекулы диссоциируют на ионы и так всё продолжается до тех пор, пока все молекулы не распадутся на ионы.

Электролиз водного раствора нитрата ртути (II).

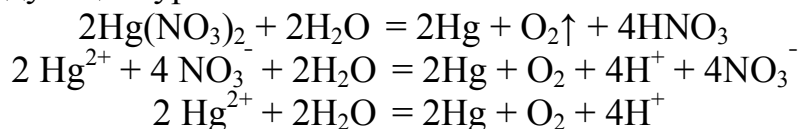
В растворе присутствуют ионы:



Металл ртуть находится в ряду напряжений после водорода, следовательно катионы Hg^{2+} будут более сильными окислителями, чем H^+ . Поэтому только катионы ртути будут восстанавливаться на катоде:

КАТОД (-): $\text{Hg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Hg}^0$. На аноде будут разряжаться ионы OH^- :
 АНОД (+): $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$. Образующиеся катионы водорода взаимодействуют с анионами NO_3^- : $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{HNO}_3$.

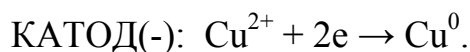
Процесс, протекающий при электролизе нитрата ртути можно выразить следующим уравнением:



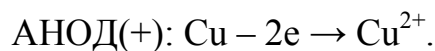
Электролиз водного раствора сульфата меди. В растворе два катиона (Cu^{2+} , H^+) и два аниона (SO_4^{2-} , OH^-). На катоде будут восстанавливаться катионы меди, так как их окислительная способность выше, чем у иона H^+ : КАТОД (-): $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$. На аноде будут окисляться молекулы воды (ионов OH^- в растворе очень мало) и будет выделяться кислород. Анод (+): $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$.

Все рассмотренные случаи электролиза относились к процессам, при которых анод был инертным (графит, платина). Однако материал анода может быть и таким, что в процессе электролиза станут окисляться не ионы электролита, а атомы материала, из которого сделан анод. К таким анодам относятся, например, аноды сделанные из меди, серебра, цинка, никеля и т.п. металлов. Если при электролизе материал анода, окисляясь переходит в раствор в виде ионов, то такой анод называют растворимым. Рассмотрим пример.

Электролиз водного раствора сульфата меди с медным анодом. Как и в предыдущем случае, на катоде восстанавливаются ионы меди:



Процесс на аноде будет иным: вместо молекул воды будет окисляться металлическая медь и переходить в раствор в виде катионов:



В этом случае процессы на катоде и аноде прямо противоположны. Поэтому электролиз сводится к тому, что медь с анода переносится на катод.

Такого рода процессы используются для нанесения защитных и декоративных покрытий на металлы и на различные изделия (серебрение, хромирование и т.д.). Так получают рафинированную медь для электротехнической промышленности.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Элементы IA подгруппы – щелочные металлы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Эти металлы названы щелочными, так как при взаимодействии с водой сами металлы и их оксиды образуют растворы сильных оснований.

Атомы щелочных металлов на внешнем электронном уровне имеют один электрон (ns^1 , где n – номер периода), а предпоследний слой обладает устойчивой электронной конфигурацией. Благодаря такому строению атомов эти элементы являются очень активными металлами, проявляют одну степень окисления +1. В соединениях атомы этих металлов находятся в состоянии ионов с зарядом $1+$.

При переходе от лития к цезию размеры атомов равномерно возрастают, так как с ростом заряда ядра атомов увеличивается их радиус. Это приводит к тому, что с ростом заряда ядер этих атомов уменьшается энергия ионизации и, следовательно, усиливаются восстановительные свойства, атомы легко переходят в состояние ионов с зарядом $1+$. В этом же направлении уменьшается и электроотрицательность металлов, которая для лития принята за 1.

Щелочные металлы, кроме лития, имеют серебристо-белый цвет, будучи внесены в бесцветное пламя горелки, окрашивают его в характерные цвета. Например: натрий в желтый, калий – в фиолетовый. Все эти металлы имеют небольшую плотность, малую твёрдость. При переходе от лития к цезию температура плавления металлов понижается, что свидетельствует об ослаблении связи между атомами металлов в структуре металла. Так температура плавления лития 180°C , а цезия 29°C .

В водных растворах щелочные металлы существуют в виде соединений $\text{Э}^{1+} - \text{O} - \text{H}$, что объясняется большим радиусом элемента, малым зарядом ядра.

Щелочные металлы энергично взаимодействуют с неметаллами, водой, кислотами.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Рассмотрим химические свойства щелочных металлов на примере металла натрия.

Элемент натрий (Na) имеет порядковый номер 11, относительная атомная масса ≈ 23 . В природе имеет один стабильный изотоп ^{23}Na . Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, степень окисления +1. Электроотрицательность по шкале Полинга 1,0. $T_{\text{пл}} = 97,86^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип}} = 883,15^\circ\text{C}$.

По распространённости натрий занимает 6-ое место на планете. Содержание натрия в земной коре 2,64% по массе. В гидросфере натрий

содержится в виде растворимых солей в количестве около 2,9% (при общей концентрации солей в морской воде 3,5 – 3,7%). Наличие натрия установлено в атмосфере Солнца и межзвёздном пространстве. В природе натрий находится только в виде солей.

I. Взаимодействие натрия с простыми веществами.

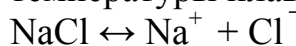
1. $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$
2. $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$
3. $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$
4. $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\text{Na}_3\text{N}$
5. $3\text{Na} + \text{P} = \text{Na}_3\text{P}$
6. $2\text{Na} + 2\text{C} = \text{Na}_2\text{C}_2$

II. Взаимодействие натрия со сложными веществами.

1. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
2. $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$
3. $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 = 8\text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
4. $8\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{Na} + 2\text{NH}_3(\text{жидк.}) = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\uparrow$
6. $3\text{Na} + \text{AlCl}_3 = \text{Al} + 3\text{NaCl}$ (восстановление металлов натрием из расплава)
7. $2\text{Na} + 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$
8. $2\text{Na} + 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} = \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + 2\text{NaBr}$
9. $2\text{Na} + 2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} = 2\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$
10. $2\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Na} = 2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\uparrow$

Получение натрия

Обычно получают металлический натрий электролизом расплава хлорида натрия (поваренной соли), добавляя в соль CaCl_2 для снижения температуры плавления:



Катод (-): $\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$ (процесс восстановления ионов натрия)

Анод (+): $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2^0$ (процесс окисления ионов хлора)

Получать натрий можно электролизом расплава щёлочи (так первым получил натрий и калий английский химик Г. Дэви в 1807 году).

$\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (в расплаве щёлочь диссоциирует на ионы).

Катод (-): $\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$ (процесс восстановления ионов натрия)

Анод (+): $4\text{OH}^- - e = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (процесс окисления гидроксид ионов)

Суммарно: $4\text{NaOH} = 4\text{Na} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

Применение натрия

В ядерных реакторах натрий применяют как теплоноситель, используют натрий и в органическом синтезе и в металлотермии.

Биологическая роль

Соединения натрия входят в состав живых организмов, главным образом в виде хлорида натрия. Так, например, в плазме крови человека содержание ионов натрия составляет 0,32% по массе, в костях – 0,6%, в мышечных тканях – 0,6 – 1,5%. Для восполнения естественной убыли натрия из организма человек должен употреблять с пищей 4 – 5 г NaCl.

ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ НАТРИЯ И ИХ ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА

Гидрид натрия

Гидрид натрия – белое вещество, сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами, кислородом:

1. $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
2. $\text{NaH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$
3. $2\text{NaH} + \text{O}_2 = 2\text{NaOH}$.

Оксид натрия (Na_2O)

Оксид натрия – белое вещество, термически устойчивое, проявляет сильные основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется щелочной раствор), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами. Получают Na_2O действием избытка натрия на пероксид натрия: $\text{Na} + \text{Na}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}$.

1. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$
2. $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ (500 °C)
4. $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2$ (350 °C)

Гидроксид натрия (NaOH)

Технические названия: едкий натр, каустическая сода. Бесцветное кристаллическое вещество, плавится и кипит без разложения, хорошо растворяется в воде (с высоким экзо-эффектом), создавая сильно щелочную среду. Проявляет свойства сильного основания, относится к щелочам. В химическом отношении NaOH очень активен, реагирует со многими веществами, нейтрализует кислоты. Приведём реакции, отражающие важнейшие свойства гидроксида натрия:

1. $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
2. $2\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,

3. $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
4. $\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3$,
5. $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$,
6. 6NaOH (горяч. р-р) $+ 3\text{Cl}_2 = \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$,
7. $2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{Al} = 3\text{H}_2\uparrow + 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
8. $2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Zn} = \text{H}_2\uparrow + \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$,
9. $2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaAlO}_2$ (при 1000°C)б
10. $2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
11. $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
12. $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{ZnO} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$,
13. $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$,
14. $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\uparrow$ (при некотором нагреве раствора),
15. $3\text{NaOH} + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$,
16. Электролиз жидкого расплава: $4\text{NaOH} = 4\text{Na}$ (катод) $+ \text{O}_2$ (анод) $+ 2\text{H}_2\text{O}$.

Получение гидроксида натрия:

1. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$,
2. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$,
3. Электролиз водного раствора хлорида натрия: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$.

Хлорид натрия (NaCl)

Хлорид натрия (поваренная соль) белое вещество, гигроскопичное, плавится и кипит без разложения, умеренно растворяется в воде. Основные химические свойства:

1. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ (до 50°C)
 $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ ($t \approx 100^\circ\text{C}$)
 2. Электролиз расплава: 2NaCl (жидк.) $= 2\text{Na}$ (катод) $+ \text{Cl}_2$ (анод)
 3. Электролиз раствора: $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$
- Получение: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Карбонат натрия (Na₂CO₃)

Ещё имеет названия: сода кальцинированная, сода стиральная. Это белое вещество, плавится без разложения, разлагается при $t > 1000^\circ\text{C}$. Хорошо растворяется в воде, среда раствора щелочная (сильный гидролиз по аниону).

Приведём уравнения важнейших химических реакций:

1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,

2. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$,
3. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$,
4. $3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{AlCl}_3 = 6\text{NaCl} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$.

Получение:

Основное количество карбоната натрия получают аммиачно-хлоридным способом (способ Сольвэ): приготавливают очищенный раствор хлорида натрия, затем насыщают его аммиаком, а затем подвергают карбонизации в специальных колоннах. Реакцию можно записать так: $\text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$. Полученный гидрокарбонат натрия прокаливают.

Гидрокарбонат натрия (NaHCO_3)

Эту соль называют ещё пищевой содой или чайной содой. Это белое вещество, разлагается при слабом нагревании, умеренно растворяется в воде, среда раствора слабо щелочная (слабый гидролиз по аниону). Вещество реагирует с кислотами, щелочами, вступает в реакции обмена:

1. $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,
2. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,
3. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,

ЩЕЛОЧНО-ЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Общая характеристика элементов II А группы

Элементы II А группы: Be, Mg, Ca, Sr, Ba и Ra. Из этих элементов выделяют металлы, имеющие общее название *щелочноземельные металлы*. Это кальций, стронций, барий и радий. Общее название этих металлов объясняется тем, что их оксиды при взаимодействии с водой образуют щелочи.

На внешнем уровне все эти металлы имеют два s-электрона, которые они легко отдают в химических процессах, проявляя свойства сильных восстановителей. Во всех соединениях щелочноземельные металлы проявляют одну степень окисления +2. Двухвалентное состояние этих металлов объясняется тем, что химические связи образуются возбуждёнными атомами с электронной конфигурацией s^1p^1 . В химических соединениях эти металлы существуют в виде ионов с зарядом 2+. Химическая активность металлов растёт с увеличением заряда ядра атома, т.е. при переходе от бериллия к радю. Энергии ионизации у этих элементов уменьшаются с ростом радиусов атомов, с ростом заряда ядра этих атомов, т.е. при переходе вниз по подгруппе. Элементы этой

подгруппы типичные металлы-восстановители, хотя их радиусы меньше радиусов щелочных металлов.

Отметим, что бериллий и магний несколько отличаются от химических свойств щелочноземельных металлов. Бериллий по свойствам напоминает алюминий, размер иона Be^{2+} очень мал, поэтому для него характерно образование в соединениях ковалентных связей. Магний выделяется по своим свойствам: плотность магния на 1/3 меньше плотности алюминия, а прочность в 2 раза выше (поэтому сплавы на основе магния широко используют в авиапромышленности); химически магний очень активен, на воздухе поверхность магния покрывается оксидной плёнкой и дальнейшее окисление возможно при 400°C , магний сильный восстановитель, он восстанавливает при нагревании оксид углерода (IV): $2\text{Mg} + \text{CO}_2 = 2\text{MgO} + \text{C}$. Поэтому горящий магний нельзя тушить углекислотными огнетушителями (он продолжает гореть в атмосфере CO_2).

Химические свойства щелочноземельных металлов (на примере металла кальция)

Элемент кальций (Ca) имеет атомный номер 20. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Возможные степени окисления: +2 (наиболее типичная), +1 (возможна при высоких температурах). Электроотрицательность по шкале Полинга равна 1,0.

Кальций по распространённости в земной коре занимает пятое место (после O, Si, Al, Fe). Природный кальций состоит из шести изотопов: ^{40}Ca (96,94%), ^{44}Ca (2,09%), ^{42}Ca (0,667%), ^{48}Ca (0,187%), ^{43}Ca (0,135%) и ^{46}Ca (0,003%). Кальций встречается в природе в виде солей, известно ≈ 400 минералов, содержащих кальций. Содержание кальция в земной коре составляет 3,38% по массе.

Кальций важный биогенный макроэлемент, общее содержание кальция в организме человека составляет 1,4%.

Кальций - серебристо-белый металл, на воздухе окисляется и покрывается оксидной плёнкой, предохраняющей его от дальнейшего окисления. В присутствии влаги расплывается, образуя гидроксид, а затем и карбонат кальция. Окрашивает пламя в коричнево-красный цвет.

Кальций химически активный металл, реагирует со многими веществами. Приведём уравнения химических реакций, подтверждающих химическое поведение кальция.

I. Взаимодействие кальция с простыми веществами.

1. $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ ($t \approx 600^\circ\text{C}$)
2. $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ ($t \approx 300^\circ\text{C}$)
3. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ ($t \approx 300^\circ\text{C}$)
4. $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$ ($t \approx 150^\circ\text{C}$)
5. $3\text{Ca} + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2$ ($t \approx 400^\circ\text{C}$)
6. $3\text{Ca} + 2\text{P}$ (красн.) = Ca_3P_2 ($t \approx 400^\circ\text{C}$)
7. $\text{Ca} + 2\text{C}$ (графит) = CaC_2 ($t \approx 550^\circ\text{C}$)

II. Взаимодействие со сложными веществами:

1. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
2. $\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
3. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) = $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
4. $4\text{Ca} + 5\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $4\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
5. $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3$ (разб.) = $4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
6. $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3$ (оч. разб.) = $4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
7. $5\text{Ca} + \text{V}_2\text{O}_5 = 2\text{V} + 5\text{CaO}$
8. $\text{Ca} + \text{NH}_3$ (жидк.) = $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\uparrow$

Получение кальция

1. Электролиз расплава хлорида кальция:
 $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$ (катод) + Cl_2 (анод)
2. Термическое разложение гидрида кальция:
 $\text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{H}_2\uparrow$ ($t > 1000^\circ\text{C}$)
3. $4\text{CaO} + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ (1200°C)

Оксид кальция

Оксид кальция CaO (или негашеная известь) – белый порошок, гигроскопичный, связь между атомами ионная. Оксид кальция – основной оксид, проявляющий все свойства основных оксидов:

1. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
2. $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ (комн.)
5. $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$ (1200°C)
6. $\text{CaO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ (1300°C)
7. $\text{CaO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Ca}(\text{FeO}_2)_2$ (1300°C)
8. $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ (1200°C)

Гидроксид кальция

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (или гашеная известь) – белый порошок, при нагревании разлагается без плавления. Связи в соединении ионного типа. Вещество плохо растворимое в воде (0,16 г в 100 г воды при 20 °С), насыщенный водный раствор гидроксида кальция называют известковой водой, а водную взвесь – известковым молоком.

По химическому поведению гидроксид кальция является сильным основанием. Приведём уравнения химических реакций, иллюстрирующие свойства $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

1. $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ (580 °С)
2. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $\text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
4. $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ (разб.) = $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$
5. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$ (конц.) = $\text{CaHPO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
7. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
8. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Карбонат кальция (CaCO_3)

Белое вещество, при прокаливании разлагается, нерастворимо в воде, не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами, переводится в раствор избытком CO_2 в водной среде. Приведём уравнения химических реакций, отражающие важнейшие свойства карбоната кальция:

1. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ($t = 900 - 1000$ °С),
2. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
3. $\text{CaCO}_3(\text{тв.}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (раствор)
4. $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$.

Нитрат кальция $\{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2\}$

Белое вещество, хорошо растворяется в воде, азотной кислоте, вступает в реакции обмена.

1. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ ($t = 450 - 500$ °С),
2. $2 \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ ($t > 561$ °С).

Хлорид кальция (CaCl_2)

Белое вещество, плавится без разложения, хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Разлагается концентрированной серной кислотой, вступает в реакции обмена:

1. $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$,
2. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$,
3. $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$,

4. $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$,
5. $3\text{CaCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + 2\text{AlCl}_3$,
6. электролиз расплава CaCl_2 : $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$ (катод) + Cl_2 (анод).

Дифосфид трикальция (Ca_3P_2)

Красно-коричневое вещество, гидролизуется водой, разлагается разбавленными кислотами:

1. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{PH}_3\uparrow$,
2. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{HCl} = 3\text{CaCl}_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$

Гидрид кальция (CaH_2)

Белое вещество, сильный восстановитель, реагирует с водой и кислотами:

1. $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2$;
2. $\text{CaH}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2$.

Карбид или ацетиленид кальция (CaC_2)

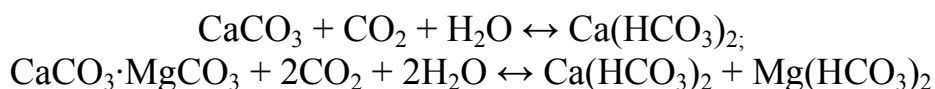
Белое вещество, полностью гидролизуется водой с выделением ацетилена, реагирует с кислотами, является восстановителем:

1. $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$,
2. $\text{CaC}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$,
3. $2\text{CaC}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{CaO} + 4\text{CO}_2$.

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Природная вода представляет собой сложную многокомпонентную систему. В состав воды входят неорганические вещества, органические, коллоидные и крупнодисперсные частицы, микроорганизмы. Макрокомпонентами природной воды являются кальций, магний, натрий, калий, железо. Кроме того, в воде присутствуют: хлор, углерод, сера, кремний. Часто вода содержит столько солей, что является непригодной для питья, бытовых и технических целей.

Наличие в воде солей кальция, магния обуславливает её жесткость. В природных условиях образование гидрокарбонатов происходит при взаимодействии угольной кислоты с известняком и доломитом согласно реакции:



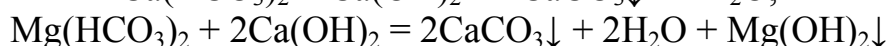
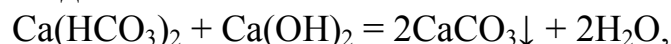
Различают *временную* (устранимую) и *постоянную жесткость* воды.

Временную жесткость воды, вызванную присутствием в воде гидрокарбонатов кальция, магния и железа, можно устранить кипячением:

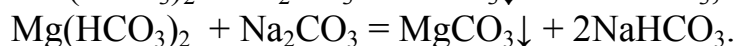
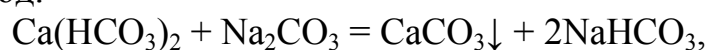


При кипячении воды образуется осадок – карбонат кальция (магния, железа), и содержание солей снижается, жесткость воды уменьшается. Временную жесткость воды называют ещё карбонатной жесткостью. Временную жесткость можно устранять и методами осаждения. Это, например, известковый метод и содовый:

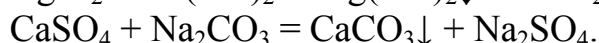
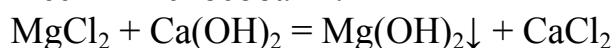
а) известковый метод:



б) содовый метод:

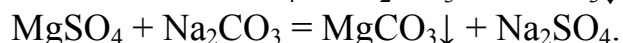
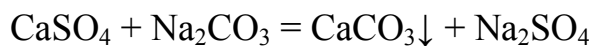


Постоянную жесткость воды обуславливает наличие в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния. Очищать воду от этих солей можно только химическими способами:

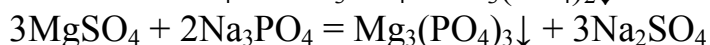
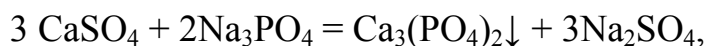


Для устранения постоянной жесткости используют содовый и фосфатный методы:

а) содовый метод:



б) фосфатный метод:



В последнее время для очистки воды применяют *иониты*. Ионитами называются нерастворимые вещества, которые содержат в своём составе функциональные группы кислотного и основного характера, способные обмениваться на ионы веществ, растворённых в воде. Обычно это высокомолекулярные вещества.

АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Алюминий (Al) является элементом третьего периода, атомный номер 13, имеет стабильный изотоп ^{27}Al , относительная атомная масса ≈ 27 , электронная конфигурация $1^2s^22p^63s^23p^1$. Это р-металл. На внешнем электронном уровне у алюминия три электрона, причём разница в

энергиях 3s- и 3p- подуровнях мала, поэтому алюминий использует для образования химических связей все три электрона и степень окисления алюминия равна +3. Электроотрицательность алюминия 1,5.

Алюминий – серебристо-белый металл ($T_{пл} = 660 \text{ }^{\circ}\text{C}$; $T_{кип} = 2520 \text{ }^{\circ}\text{C}$), обладает пластичностью, ковкостью, тягучестью. После серебра и меди алюминий – лучший проводник теплоты и электричества.

Алюминий активный металл, обладает ярко выраженными металлическими свойствами, но уступает по восстановительной способности щелочным и щелочно-земельным металлам. Поверхность алюминия на воздухе покрывается прочной оксидной плёнкой (Al_2O_3), что значительно снижает его химическую активность. Алюминий пассивируется в воде, концентрированной азотной кислоте из-за образования устойчивой оксидной плёнки на поверхности металла. Если предотвратить процесс пассивирования, то алюминий проявляет высокую химическую активность. Алюминий реагирует с кислотами и со щелочами. Рассмотрим химические свойства алюминия.

I. Взаимодействие алюминия с простыми веществами.

1. $\text{Al} + \text{H}_2 =$ нет взаимодействия.
2. $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$,
3. $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$,
4. $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ ($t = 200 \text{ }^{\circ}\text{C}$),
5. $2\text{Al} + \text{N}_2 = 2\text{AlN}$ ($t = 800 \text{ }^{\circ}\text{C}$),
6. $\text{Al} + \text{P} = \text{AlP}$ ($t = 1000 \text{ }^{\circ}\text{C}$),
7. $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$ ($t = 1700 \text{ }^{\circ}\text{C}$),
8. с некоторыми металлами алюминий при нагревании образует интерметаллиды: $3\text{Al} + \text{Ni} = \text{NiAl}_3$

II. Взаимодействие алюминия со сложными веществами.

1. $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$,
2. $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$,
3. $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) $= \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$,
4. $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $= \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$,
5. $\text{Al} + 6\text{HNO}_3$ (конц.) $= \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$,
6. $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3$ (разб.) $= 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{N}_2\text{O}\uparrow + 15\text{H}_2\text{O}$,
7. $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3$ (оч. разб.) $= 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$,
8. $2\text{Al} + 2\text{NaOH}$ (конц.) $+ 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$,
9. $2\text{Al} + 2\text{NaOH}$ (твёрдый) $= 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow + 2\text{Na}_2\text{O}$ ($t = 500 \text{ }^{\circ}\text{C}$).

Получение алюминия

Промышленный метод получения алюминия – электролиз расплава Al_2O_3 в криолите $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (снижает температуру плавления до 950°C). Сложные реакции, протекающие на электродах, схематично можно передать уравнением:



Выделяющийся кислород окисляет угольный анод до CO и CO_2 . Анод постепенно сгорает и поэтому процесс электролиза его обновляют.

Оксид алюминия (Al_2O_3)

Белое тугоплавкое вещество. В прокалённом виде химически пассивен, не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с концентрированными кислотами, щелочами в концентрированном растворе и при сплавлении.

- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}(\text{твёрд.}) = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O} (T = 1000^\circ\text{C})$,
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow (t=1200^\circ\text{C})$.

Получение:

- $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$,
- $2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} (t > 575^\circ\text{C})$.

Гидроксид алюминия $\{\text{Al}(\text{OH})_3\}$.

Белое, термически неустойчивое вещество, не растворяется в воде. Проявляет амфотерные свойства:

- Диссоциирует по схеме:

$$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}(\text{твёрд.}) = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} (t = 1000^\circ\text{C})$,
- $2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} (t > 575^\circ\text{C})$.

ЖЕЛЕЗО

Железо – один из самых распространённых элементов в природе, его содержание в земной коре 4,65% по массе. Железо – металл, расположенный в IV периоде в VIII группе. Атомный номер 26. Относительная атомная масса $A_r(\text{Fe}) \approx 56$. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Возможные степени окисления: +1, +2, +3, +4, +6, +8; наиболее характерны +2 и +3. Электроотрицательность железа равна 1,8. В природе железо имеет четыре стабильных изотопов ^{54}Fe (5,84%), ^{56}Fe (91,68%), ^{57}Fe (2,17%), ^{58}Fe (0,31%). $T_{\text{пл.}} = 1535^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип.}} = 2750^\circ\text{C}$.

Железо – блестящий серебристо-белый металл. $T_{\text{пл.}} = 1535^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип.}} = 2750^\circ\text{C}$. Железо – металл средней химической активности, оно реагирует со многими неметаллами и сложными веществами.

I. Взаимодействие железа с простыми веществами.

1. С водородом железо не реагирует.

2. Железо непосредственно реагирует с кислородом, причём состав продукта реакции зависит от температуры и состояния железа. Возможны такие варианты:

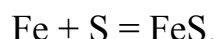
а) высокодисперсное железо самовоспламеняется на воздухе, образуя Fe_2O_3 : $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$;

б) в чистом кислороде окисление железа протекает интенсивно при температуре 570°C , в этом случае образуется более устойчивый смешанный оксид Fe_3O_4 (или $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$): $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$.

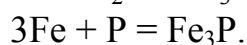
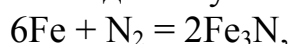
в) при температуре $1200 - 1300^\circ\text{C}$ образуется самый устойчивый оксид железа (II): $2\text{Fe} + \text{O}_2 = 2\text{FeO}$.

3. При $200 - 300^\circ\text{C}$ железо в присутствии влаги реагирует с хлором, образуя хлорид железа (III): $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$.

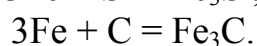
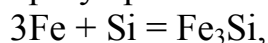
4. При температуре больше 700°C железо реагирует с серой:



5. При нагревании железо взаимодействует с азотом и фосфором:

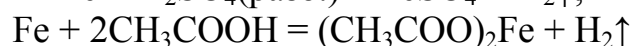
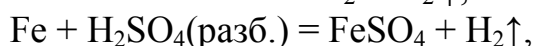
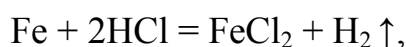


6. При нагревании железо реагирует с кремнием, а в расплавленном состоянии с углеродом, образуя различные по составу карбиды:



II. Взаимодействие железа со сложными веществами.

1. Кислоты не окислители взаимодействуют с железом, образуя соль и водород:



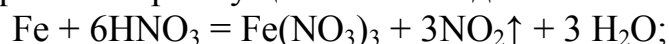
2. Серная кислота (70%) реагирует с железом при нагревании, образуя сульфат железа (III), воду и оксид серы (IV):



Более концентрированная серная кислота не реагирует с железом даже и при нагревании.

3. Взаимодействие железа с азотной кислотой протекает следующим образом:

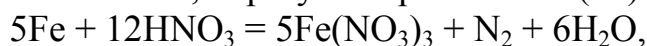
а) концентрированная азотная кислота взаимодействует с железом при нагревании и при этом преимущественно выделяется NO_2 :



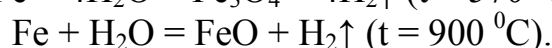
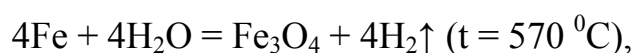
б) азотная кислота при концентрации 30 – 40% реагирует с железом при нагревании, образуя NO :



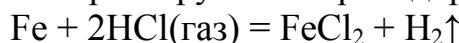
в) очень разбавленная азотная кислота (3% и ниже) взаимодействует при нагревании с железом, образуя нитрат железа (III) и азот:



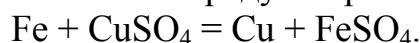
4. С водой железо реагирует, образуя в зависимости от температуры различные продукты:



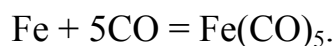
5. При нагревании железо реагирует с хлороводородом:



6. Железо вытесняет из водных растворов солей металлы, расположенные правее железа в ряду напряжений металлов:

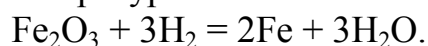


7. С оксидом углерода (II) и оксидом азота (II) железо образует комплексные соединения, в которых степень окисления железа равна нулю:

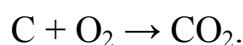


Получение железа.

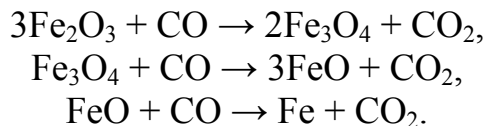
1. В лаборатории железо получают восстанавливая его соединения водородом при высоких температурах:



2. В промышленности железо получают из железной руды, восстанавливая её в доменных печах (доменный процесс). В нижней части печи идёт процесс



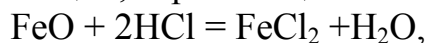
Поднимаясь выше через раскалённый уголь CO_2 превращается в CO , который и восстанавливает железную руду до металла. Химизм процессов можно отразить следующим:



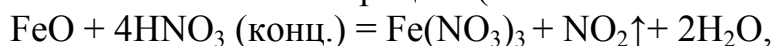
ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЖЕЛЕЗА

Оксид железа (II) – FeO .

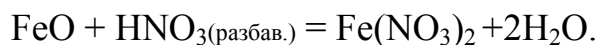
Это твёрдое чёрное вещество, $T_{\text{пл}} = 1360 \text{ }^\circ\text{C}$, плотность $5,7 \text{ г/см}^3$, имеет нестехиометрический состав. Не реагирует с холодной водой, реагирует с кислотами, при сплавлении с гидроксидом натрия. Приведём уравнения химических реакций, отражающих химические свойства оксида:



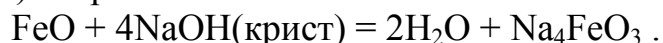
При взаимодействии с концентрированной азотной кислотой происходит окислительно-восстановительный процесс (Fe^{2+} - восстановитель)



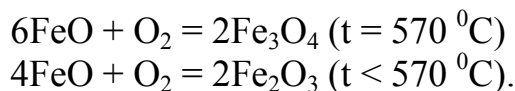
с очень разбавленной азотной кислотой оксид железа (II) реагирует по типу реакции обмена:



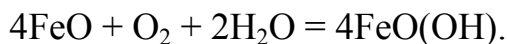
При сплавлении со щёлочью при температуре $500 \text{ }^\circ\text{C}$ образуется триоксоферрат (II) натрия:



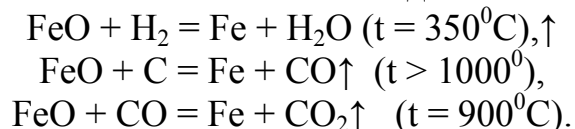
Кислород окисляет FeO до оксидов с более высокой степенью окисления железа:



В присутствии влаги при слабом нагревании процесс окисления проходит на воздухе:

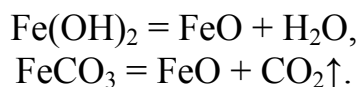


Восстановители восстанавливают FeO до металла:

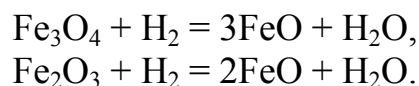


Получение FeO .

Наиболее удобны способы термического разложения некоторых соединений:

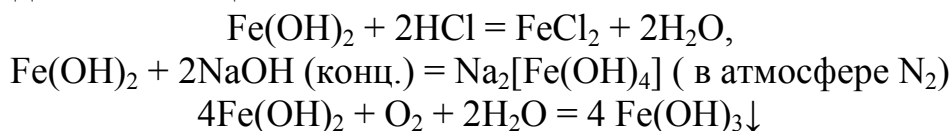


Оксид железа (II) может быть получен частичным восстановлением Fe_3O_4 и Fe_2O_3 при нагревании:

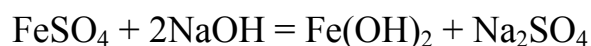


Гидроксид железа (II) – Fe(OH)₂.

Белый порошок, легко окисляется на воздухе, не растворяется в воде. Проявляет амфотерные свойства. Приведём некоторые важные химические реакции для этого вещества:

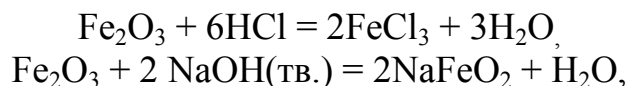


Получение:



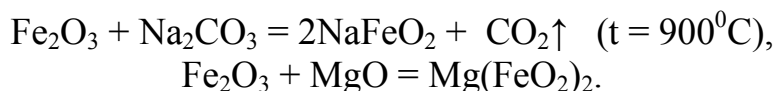
Оксид железа (III) – Fe₂O₃

Это красно-коричневое вещество, самый устойчивый оксид железа, термически устойчив, не реагирует с водой, проявляет амфотерные свойства. Приведём некоторые важные химические реакции для этого вещества:

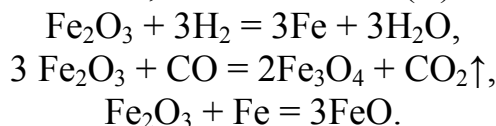


реакция проходит при 600⁰С и под давлением, образующийся продукт – диоксоферрат (III) натрия или феррит натрия.

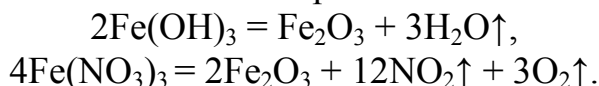
Fe₂O₃ сплавляется с карбонатами, основными оксидами, образуя ферриты:



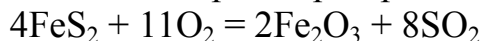
Восстановители могут восстанавливать Fe₂O₃ в зависимости от условий реакции до смешанного оксида, оксида железа (II) или чистого железа:



Получают Fe₂O₃ термическим разложением гидроксида железа (III) или термическим разложением некоторых солей железа (III):

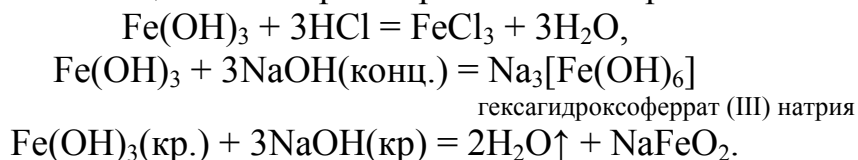


Fe₂O₃ получают ещё окислением пирита при производстве серной кислоты:



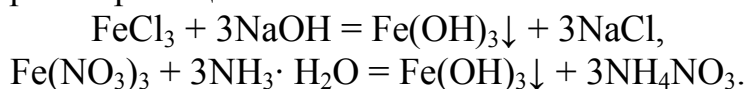
Гидроксид железа (III) Fe(OH)₃

Гидроксид железа (III) – слабое основание красно-бурого цвета. Этот гидроксид растворяется в кислотах, взаимодействует только с концентрированными щелочами при нагревании или при сплавлении:

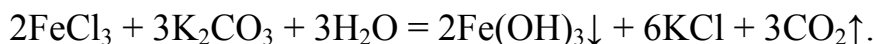


Гидроксид железа (III) термически неустойчив.

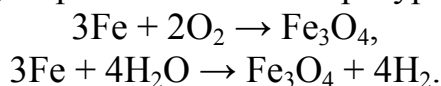
Получают гидроксид железа (III) по реакциям обмена между солью и разбавленным раствором щелочи:



Гидроксид железа (III) образуется из водных растворов солей при осаждении их карбонатами щелочных металлов, так как в таких растворах среда щелочная:



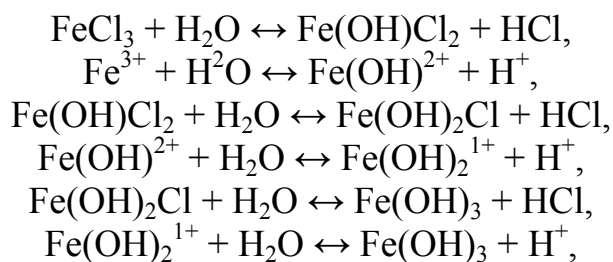
Смешанный оксид железа Fe₂O₃. Этот оксид, называемый магнетитом или окалиной, твёрдое вещество чёрного цвета, имеет ферромагнитные свойства. Получается при окислении железа кислородом воздуха или парами воды при высокой температуре:



Смешанный оксид железа растворяется в кислотах, образуя одновременно соли железа (II) и (III):

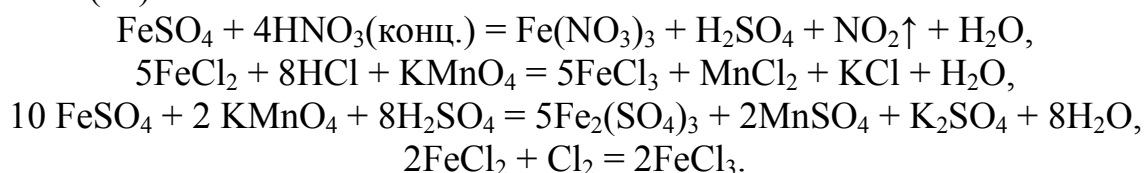
**СОЛИ ЖЕЛЕЗА**

Соли железа (II) и (III) подвергаются гидролизу, причём в большей степени гидролизуются соли железа (III). Например:

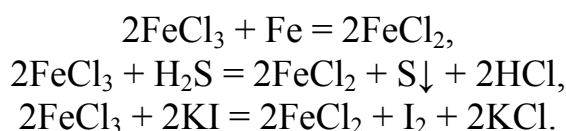


Наиболее сильно проходит гидролиз по первой ступени, затем всё слабее и слабее. Этому способствует накапливающаяся в растворе кислота.

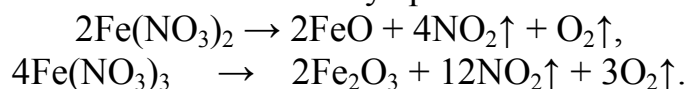
Под действием окислителей соли железа (II) превращаются в соли железа (III):



При действии восстановителей соли железа (III) переходят в соли железа (II):

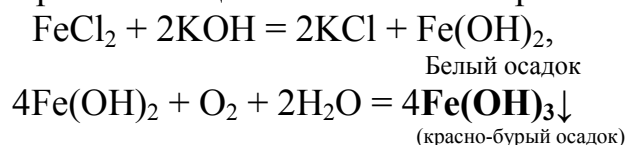


При нагревании соли железа могут разлагаться:

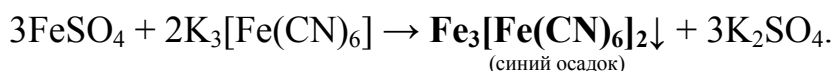


Идентификация (обнаружение) солей железа в водных растворах проводится различными способами:

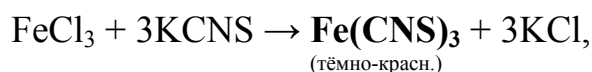
а) при добавлении в раствор соли железа (II) щёлочи образуется белый осадок, который быстро меняет цвет и становится красно-бурым:



б) при действии на раствор соли железа (II) красной кровяной солью (гексацианоферрат (III) калия) выпадает синий осадок (турнбулева синь):



Ион железа Fe^{3+} легко обнаружить по качественной реакции (реакции обнаружения) с роданид-ионом SCN^- по тёмно-красному цвету образующегося в растворе роданида железа (III):



С гексацианоферратом (II) калия ионы железа (III) образуют синий осадок, называемый «берлинская лазурь»:

