**Лекция** Химия

**Тема: Металлы, особенности строения атомов, способы**

**получения и свойства**

План

1. Особенности строения атомов металлов.

2. Способы получения металлов.

3.Физические свойства металлов.

4. Химические свойства металлов.

**1. Особенности строения атомов металлов**

Более 80% известных элементов образуют простые вещества — металлы. К ним относятся s-элементы I и II групп (исключение — водород), все d- и f - элементы, а также р-элементы III группы (кроме бора), IV группы (олово, свинец), V группы cурьма, висмут) и VI группы (полоний).

Особенности строения атомов металлов:

* небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне (как правило, один-три электрона). Исключение — атомы р-элементов IV-VI групп;
* малые заряды ядер и большие радиусы атомов по сравнению с атомами неметаллов данного периода;
* сравнительно слабая связь валентных электронов с ядром;
* низкие значения электроотрицательности.

*В связи с этим атомы металлов легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы,* т. е. металлы - **восстановители.**

Однако способность отдавать электроны проявляется у металлов неодинаково. В периодах с увеличением зарядов ядер атомов уменьшаются их радиусы, увеличивается число электронов на внешнем уровне и усиливается связь валентных электронов с ядром. Поэтому **в периодах** слева направо восстановительная способностъ атомов металлов **уменьшается.**

В главных подгруппах с возрастанием атомных номеров элементов увеличиваются радиусы их атомов и уменьшается притяжение (валентных электронов к ядру. Поэтому **в главных подгруппах** свер­ху вниз восстановительная активность атомов металлов **возра­стает.** Следовательно, наиболее активными восстановителями являются щелочные и щелочно-земельные металлы.

Только некоторые металлы (золото, платина) находятся в природе в виде простых веществ (в самородном состоянии). Металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений между оловом и золотом, встречаются как в виде простых веществ, так и в составе соединений. Большинство же металлов находятся в при­роде в виде соединений — оксидов, сульфидов, карбонатов и т. д. Распространенность металлов в природе уменьшается в ряду:

Al, Fe, Ca, Na, К, Mg, Ti, Mn, Cr, Ni, Zn, Cu, Sn, Pb, W, Hg, Ag. Аu

Содержание в земной коре (массовая доля, %) уменьшается

Получение металлов из их соединений — задача металлургии. *Металлургия* — наука о промышленном получении металлов из природного сырья. Различают *черную* (производство железа и его сплавов) и *цветную* (производство всех остальных металлов сплавов) металлургию. Любой металлургический процесс явля­ется процессом восстановления ионов металла различными вос­становителями:

Men+ + *пе- =* Me

В зависимости от условий проведения процесса восстановления различают несколько способов получения металлов.

**2. Способы получения металлов**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Пирометаллургия*** — восстановление безводных соединений при высокой температуре | | |
| Восстановители | Примеры | Получаемые металлы |
| С или СО (карботермия) | PbO + C = Pb + CO  Fe203 + 3СО = 2Fe + 3C02  Сульфиды предварительно обжигают:  2ZnS + 302 = 2ZnO + 2S02  ZnO + С = Zn + 2СО | Fe, Cu, Pb, Sn, Cd, Zn |
| Al, Mg и др.  (металлотермия) | Cr203 + 2AI = 2Cr + Al203  TiCI4 + 2Mg = Ti + 2MgCl2 | Mn, Cr, W, Mo, Ti, V |
| H2(водородотермия) | Mo03 + 3H2 = Mo + 3H20  Оксиды активных металлов (МgО, СаО, А1203 и др.) водо­родом не восстанавливаются | Cu, Ni, W, Fe, Mo, Cd, Pb |
| **Электрометаллургия** – восстановление электрическим током | | |
| Виды электролиза | Примеры | Получаемые металлы |
| Электролиз расплавов | NaCl = Na+ + Cl-  расплав  К Na+ + е- = Na 2  А Cl- + 2е- = Cl2 1  2NaCl электролиз 2Na + Cl2  2Al2O3 электролиз 4Al + 3O2  Na3(AlF6) | Щелочные металлы, Be, Mg, Ca (из расплавленных хлоридов), Al – из расплавленного оксида |
| Электролиз растворов | NiSO4 = Ni2+ + SO42-  раствор  К Ni2+ + 2е- = Ni 2  А 2Н2О - 4е- = O2 + 4Н+ 1  2NiSO4 + 2Н2О электролиз 2Ni + О2 + Н2SO4 | Zn, Cd, Co, Mn, Fe |
| **Гидрометаллургия** – восстановление из растворов солей | | |
| Примеры | | Получаемые металлы |
| Металл, входящий в состав руды, переводят в раствор, затем восстанавливают более активным металлом:  CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O  CuSO4 + Fe = FeSO4 + Cu  CdO + H2SO4 = CdSO4 + H2O  CdSO4 + Zn = ZnSO4 + Cd | | Cd, Ag, Au, Cu |

**Задания для самостоятельной работы**

1. Атому магния в степени окисления +2 соответствует электронная конфигурация:

а) 1s2 2s2 2р6 3s2 3р6; в) 1s2 2s2 2р4;

б) 1s2 2s2 2р6; г) 1s2 2s2 2р6 3s2;

2. При частичном восстановлении водородом 30 г оксида кобальта. В получили смесь оксида и металла массой 26,8 г. Определите количе­ство вещества водорода, вступившего в реакцию, и массовую долю кобальта в полученной смеси.

3. При электролизе раствора сульфата меди (II) в растворе образовалась кислота (около анода), на нейтрализацию которой затрачен раствор объемом 16 см (р = 1,05 г/см3) с массовой долей гидроксида калия 6%. Вычислите массу меди, которая выделилась на катоде.

4. Для восстановления марганца из оксида марганца(1\/) путем алюмотермии было смешано 10,8 г алюминия и 26,2 г оксида. Определите, какое из исходных веществ осталось и какова его масса.

**3. Физические свойства металлов**

Все метал­лы обладают *металлической кристаллической решеткой*, особенности которой определяют их *общие* физиче­ские и механические свойства.

***Общие свойства металлов:***

*1).*Все метал­лы ***являются твердыми веществами***, за исключением ртути.

*2).* ***Металлический блеск* и *непрозрачность*** металлов — ре­зультат отражения световых лучей.

3). ***Электро-* и *теплопровод­ность*** обусловлены наличием в металлических решетках сво­бодных электронов.

С повышением температуры электропроводность металлов уменьшается, а с понижением температуры — увеличивается. Около абсолютного нуля для многих металлов характерно яв­ление сверхпроводимости.

4). Металлы обладают ***ковкостью* и *пластичностью****.* По опре­делению М. В. Ломоносова, «металлом называется светлое те­ло, которое ковать можно». Металлы легко прокатываются в листы, вытягиваются в проволоку, поддаются ковке, штам­повке, прессованию.

**Специфические физические свойства металлов:**

1). по значению *плотности* металлы делят на *легкие* (плотность мень­ше 5 г/см3): **Na, Са**, Mg, Al, Ti — и *тяжелые* (плотность больше 5 г/см3): Zn, Cr, Sn, Mn, Ni, Сu, Ag, Pb, Hg, Аи, W, **Os -** самый тяжелый**;**

2). по значению *температуры плавления* — на *легкоплавкие* (tпл < 1000 °С): Hg, Na, Sn, Pb, Zn, Mg, Al, Ca, Ag — и *ту­гоплавкие* (tпл > 1000 °C): Au, Cu, Mn, Ni, Fe, Ti, Cr, Os, W - самый ту­гоплавкий;

3). из металлов *самые мягкие — щелочные* (их можно резать ножом), *самый твердый — хром (*царапает стекло*).*

4). по *отношению к магнитным полям* металлы подразде­ляют на три группы:

а) *ферромагнитные* — способны намагничиваться под дей­ствием даже слабых магнитных полей (Fe, Со, Ni);

б) *парамагнитные* — проявляют слабую способность к намаг­ничиванию даже в сильных магнитных полях (Al, Cr, Ti);

в) *диамагнитные* — не притягиваются к магниту (Sn, Сu, Bi).

**4. Химические свойства металлов**

Если атомы большинства неметаллов могут как отдавать, так и присоединять электроны, проявляя окислительно-восстанови­тельную двойственность, то атомы металлов способны только отдавать валентные электроны, проявляя восстановительные свойства: Me - *пе- =* Meп+(окисление)

восстановитель

Как восстановители металлы взаимодействуют с неметалла­ми, водой, растворами щелочей, кислот и солей.

**1). Взаимодействие металлов с простыми веществами — неметаллами**

Металлы при определенных условиях взаимодействуют с не­металлами, например с кислородом образуют оксиды:

2Mg + 02 = 2MgO 4А1 + 302 = 2А1203

Из щелочных металлов только литий сгорает на воздухе с об­разованием оксида:

4Li + 02 = 2Li20

оксид лития

Основной продукт окисления натрия — *пероксид:*

2Na + 02 = Na202

пероксид

натрия

При горении других щелочных металлов образуются *супер­оксиды,* например:

+1 -1 0 0 -1 +1

2К + 202  = К204 ( К-О-О-О-О—К)

супероксид

калия

Оксиды натрия и калия могут быть получены при нагрева­нии смеси пероксида с избытком металла в отсутствие кисло­рода:

Na202 + 2Na = 2Na20

На реакции пероксида натрия с оксидом углерода (1V) основа­на регенерация воздуха в изолированных помещениях (напри­мер, на подводных лодках):

2Na2О2 + 2СО2 = 2Na2CО3 + О2

При нагревании металлы реагируют с другими неметаллами:

|  |  |
| --- | --- |
| Mg + Br2 = MgBr2 | 4А1 + 3С = А14С3 |
| бромид | карбид |
| магния | алюминия |
| 2А1 + N2 = 2A1N | 3Fe + С = Fe3C |
| нитрид | карбид |
| алюминия | железа |
| 3Са + 2Р = Са3Р2 | Са + 2С = СаС2 |
| фосфид | карбид |
| кальция | кальция |
| Сu + S = CuS | 2Mg + Si = Mg2Si |
| сульфид | силицид |
|  |  |

меди (II) магния

Если металл проявляет переменную степень окисления, то активные неметаллы (фтор, хлор, бром, кислород) окисляют его до более высокой степени окисления, в которой он образует устойчивое в данных условиях соединение, а менее актив­ные — до более низкой степени окисления. Так, железо про­являет в соединениях степени окисления +2 и +3 (иногда +6), из них +3 наиболее устойчива. В связи с этим при взаимодей­ствии железа с хлором, бромом оно окисляется до степени окисления +3, а при взаимодействии с серой или иодом — до степени окисления +2:

2Fe + ЗС12 = 2 FeCl3 Fe + S = FeS

Щелочные и щелочно-земельные металлы при нагревании всту­пают в реакцию с водородом, образуя *гидриды.* Атомы водорода в данных соединениях имеют отрицательную степень окисления:

2Na + Н2 = 2NaH Ва + Н2 = BaH2

гидрид гидрид

натрия бария

Гидриды представляют собой кристаллические тугоплавкие солеобразные вещества белого цвета. Они *активные восстанови­тели* за счет водорода в минимальной степени окисления (-1). Так, гидриды горят в атмосфере хлора, кислорода, энергично раз­лагаются водой с образованием щелочи и выделением водорода:

КН + С12 = КС1 + НС1 СаН2 + 02 = Са(ОН)2

ВаН2 + 2Н20 = Ва(ОН)2 + 2Н2

Гидриды применяют для получения водорода в полевых условиях (для водородной сварки), восстановления металлов из **их** оксидов, а также в органическом синтезе.

**2). Взаимодействие металлов со сложными веществами**

Если химические реакции протекают в водных растворах, то восстановительная активность металла определяется его положением в электрохимическом ряду на­пряжений.

***А). Взаимодействие с водой***

С водой при *обычной температуре* реагируют металлы, ко­торые в ряду напряжений стоят до водорода (металл вытесняет водород из воды) и гидроксиды которых растворимы в воде (на поверхности металла не образуется защитная пленка). К таким металлам относятся щелочные и щелочно-земельные металлы:

2Na + 2Н20 = 2NaOH + Н2

Fe + Н20 (так как Fe(OH)2 нерастворим в воде)

При *нагревании* с водой или парами воды взаимодействуют металлы от магния до олова. Реакция протекает с образование» гидроксидов или оксидов и выделением водорода:

Mg + 2Н20 = Mg(OH)2 + Н2 3Fe + 4Н20 = Fe304 + 4H2

***Б). Взаимодействие с щелочами***

С растворами щелочей взаимодействуют металлы, которые в ряду напряжений стоят до водорода (металл вытесняет водород из воды), а их оксиды и гидроксиды амфотерны (оксидные и гидроксидные пленки растворяются в растворе щелочи). К таким металлам относятся цинк, алюминий, олово, бериллий, свинец и некоторые другие. Процесс протекает в три стадии:

1) растворение в щелочи пленки амфотерного оксида, кото­рая покрывает поверхность металла;

2) взаимодействие металла, освобожденного от защитной ок­сидной пленки, с водой с образованием нерастворимого амфотер­ного гидроксида;

3) растворение образовавшейся пленки гидроксида в раство­ре щелочи.

Рассмотрим пример:

А1203 + 2NaOH + ЗН20 = 2Na[Al(OH)4]

амфотерный

2А1 + 6Н20 = 2А1(0Н)3 + ЗН2

амфотерный

2А1(ОН)3 + 2NaOH = 2Na[Al(OH)4)

амфотерный

(В результате второй реакции образовалось 2 моль А1(ОН)3, поэтому в уравнении третьей реакции записываем тоже 2 моль А1(ОН)3.)

Если просуммировать два последних уравнения, то получим уравнение реакции алюминия с раствором щелочи:

2А1 + 2NaOH + 6Н20 = 2Na[Al(OH)4) + ЗН2

Таким образом, *при взаимодействии металла с раствором щелочи роль последней сводится к снятию с поверхности ме­талла оксидной и гидроксидной пленки, а металл взаимодей­ствует с водой.*

Эти же металлы реагируют со щелочами при нагревании:

Zn + 2NaOH = Na2Zn02 + Н2

тв.

Металлы, высшие оксиды которых обладают амфотерными или кислотными свойствами, реагируют с *щелочными расплава ми окислителей.* В качестве окислителей используют нитраты калия или натрия, хлорат калия и др.

При взаимодействии с щелочными расплавами окислителей металлы образуют соли анионного типа, в которых, как прави­ло, проявляют высшую степень окисления, например: +6

Fe + 3KN03 + 2КОН = K2Fe04 + 3KN02 + Н20

феррат калия

Аналогичные продукты образуются и при взаимодействии щелочных расплавов окислителей с оксидами металлов, в кото­рых металлы проявляют промежуточную степень окисления: +3 +6

Fe203 + КСЮ3 + 4КОН = 2K2Fe04 + КС1 + 2Н20

***В). Взаимодействие с кислотами***

С разбавленными кислотами, которые проявляют окисли­тельные свойства за счет *ионов водорода* (разбавленная серная, фосфорная, сернистая, все бескислородные и органические ки­слоты и др.), реагируют металлы:

* расположенные в ряду напряжений *до водорода* (эти ме­таллы способны вытеснять водород из кислоты);
* образующие с этими кислотами *растворимые соли* (на поверхности этих металлов не образуется защитная солевая пленка).

В результате реакции образуются растворимые соли и выде­ляется водород:

2А1 + 6НС1 = 2А1С13 + 3Н2 Mg + H2S04 = MgS04 + H2

разб.

Сu + H2S04  (так как Сu стоит после Н2)

разб.

Pb + H2S04 (так как PbS04 нерастворим в воде)

разб.

С кислотами-окислителями — азотной и концентрированной серной, которые, как вам известно, проявляют окислительные свойства за счет атомов серы и азота в высших степенях окисле­ния, взаимодействуют практически все металлы, расположен­ные в ряду напряжений как до, так и после водорода, *кроме зо­лота* и *платины.* Так как окислителями в этих кислотах являются ионы кислотных остатков, а не ионы водорода, то прн их взаимодействии с металлами *не выделяется водород.* Металл под действием данных кислот окисляется до *характерной (устойчивой) степени окисления* и образует соль, а продукт восстановления кислоты зависит от активности металла и от сте­пени разбавления кислоты.

**Г). Взаимодействие металлов с кислотами-окислителями** -2

активный металл Li — Zn Соль + H2S + Н20

+6 0

H2S04 (конц.) металл средней активности Cd — Pb Соль + S + Н20

+4

неактивный металл (после Н2) Соль + S02 + Н20

и Fe (при нагревании)

+4

HNO3((конц.) независимо от активности металла Соль + N02 + Н20

0

активный металл Li — Zn Соль + N2 + Н20

+1

HN03 (разб.) металл средней активности Fe — Pb Соль + N2O + Н20

+4

неактивный металл (после Н2) Соль + N0 + Н20

и Fe (при нагревании)

-3

HN03 (оч. разб.) активный металл Соль+ NH4N03 + H20

На основании схемы составим уравнения реакций меди и магния с концентрированной серной кислотой:

0 +6 +2 +4 0 +6 +2 -2

Сu+ 2H2S04 = CuS04 + S02  + 2Н20 4Mg + 5H2S04 = 4MgS04 + H2S + 4H20

kонц. kонц.

Следует иметь в виду, что *на схемах указаны продукты, содержание которых максимально среди возможных продуктов восстановления кислот.* Так, при взаимодействии серной кислоты с цинком или магнием в зависимости от концентрации кислоты могут образоваться различные продукты восстановления серной кислоты:

Zn + 2H2S04 = ZnS04 + S02 + 2H20

70%-ная

3Zn + 4H2S04 = 3ZnS04 + S + 4H20

40% -ная

4Zn + 5H2S04 = 4ZnS04 + H2S + 4H20

25% -ная

Восстановление серной кислоты до сероводорода может протекать в растворе с массовой долей кислоты 25% и выше (если массовая доля серной кислоты ниже 25% , то она считается разбавленной). Однако по мере повышения концентрации кислоты возможность образования сероводорода уменьшается, так как при этом окислительные свойства серной кислоты усиливаются, а сероводород — активный восстановитель за счет атома серы в минимальной степени окисления (H2S). Поэтому концентрированная серная кислота окислит его до серы или до сернистого газа:

-2 +6 0

3H2S + H2S04 = 4S + 4Н20 (менее концентрированная H2S04)

-2 +6 +4

Н2S + 3H2S04 = 4S02  + 4H20 (более концентрированная H2S04)

Степень восстановления азотной кислоты при взаимодействии с одним и тем же металлом, например магнием или цинком, также определяется ее концентрацией. Концентрированная кислота восстанавливается до оксида азота (IV), так как низшие оксиды, образованные в ходе реакции, окисляются кислотой. По мере ее разбавления возрастает возможность образо­вания продукта наиболее полного восстановления:

Mg + 4HN03  = Mg(N03)2 + 2N02 + 2H20

60% -ная

3Mg + 8HN03 = 3Mg(NOg)2 + 2NO + 4H20

30% -ная

4Mg + 10HN03 = 4Mg(N03)2 + N20 + 5H20

20% -ная

5Mg + 12HN03 = 5Mg(N03)2 + N2 + 6H20

10% -ная

4Mg + 10HN03 = 4Mg(N03)2 + NH4N03 + 3H20

3% -ная

Некоторые металлы (*железо, алюминий, хром)* не взаимодей­ствуют с концентрированной серной и азотной кислотами *при обычной температуре,* так как происходит *пассивация* ме­талла. Это явление связано с образованием на поверхности металла тонкой, но очень плотной оксидной пленки, которая и защищает металл. По этой причине концентрированную азот­ную и серную кислоты транспортируют в железных емкостях.

Если металл проявляет переменные степени окисления, то с кислотами, проявляющими окислительные свойства за счет ионов Н+, он образует соли, в которых его степень окисления ни­же устойчивой, а с кислотами-окислителями — соли, в которых он проявляет более устойчивую степень окисления:

0 +2

Fe + H2S04 = FeS04 + H2

разб.

0 +3

2Fe + 6H2S04 = Fe2(S04)3 + 3S02 + 6H20

конц.

***Д).Взаимодействие с растворами солей***

Каждый металл, начиная с магния, вытесняет все следую­щие за ним в ряду напряжений металлы из растворов их солей:

Fe + CuS04 = FeS04 + Сu

Такие металлы, как литий, натрий, калий, кальций, барий. *использовать для вытеснения менее активных металлов из водных растворов солей нельзя,* так как при обычных условиях они реагируют с водой.