



Общие свойства металлов





УМК «ХИМИЯ»

Тема лекции:
**Общие свойства
металлов**

Лектор – Иванов М.Г.





Цель лекции:

изложение основных понятий физических и химических свойств металлов в рамках современной химической теории

Компетенции, формируемые у студента:

Умения:

- прогнозировать на основе современных представлений о строении атомов и химической связи, физические и химические свойства металлов.



Нахождение в природе

содержание

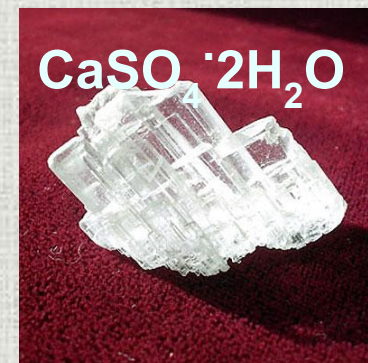
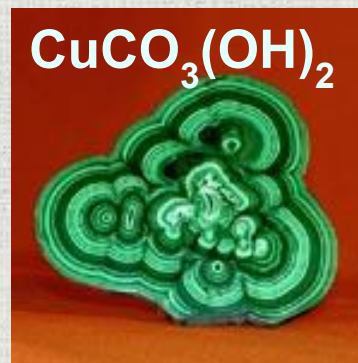
Оксиды - Fe_3O_4 ,
 MnO_2



Сульфиды - ZnS ,
 FeS_2



Соли- MnSiO_3 ,
 $\text{CuCO}_3(\text{OH})_2$,
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$





Нахождение в природе

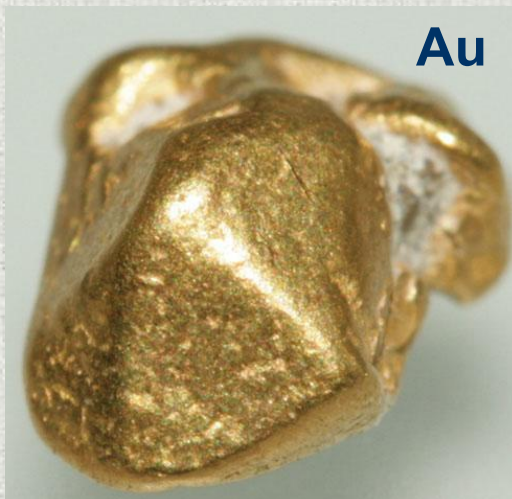
содержание

**В свободном виде
(самородки)- Au, Pt,
Ag, Cu**

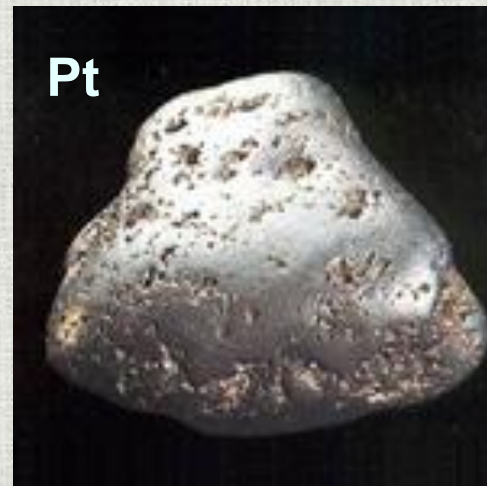
Cu



Au



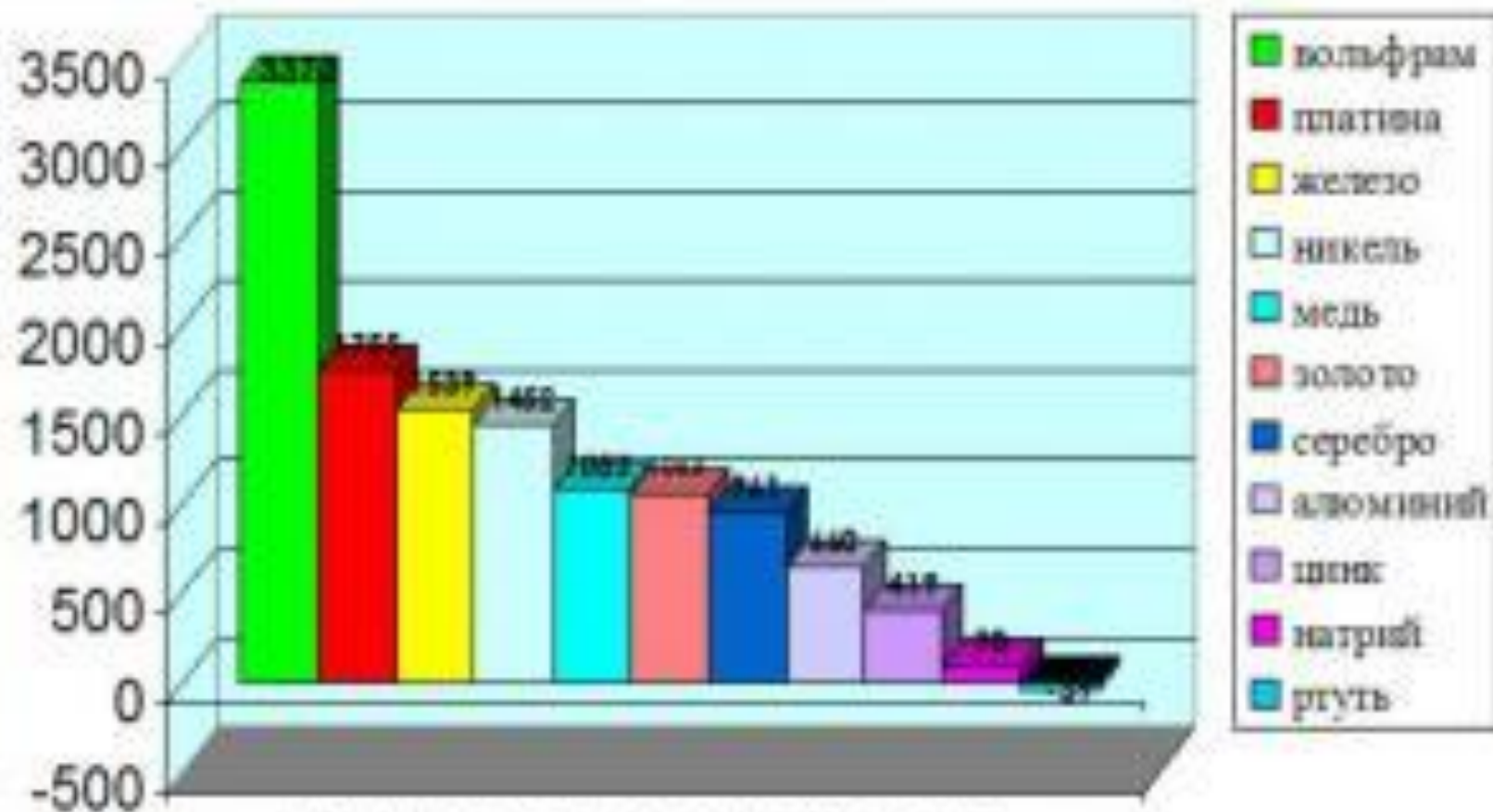
Pt



Физические свойства



3. Температуры плавления и кипения



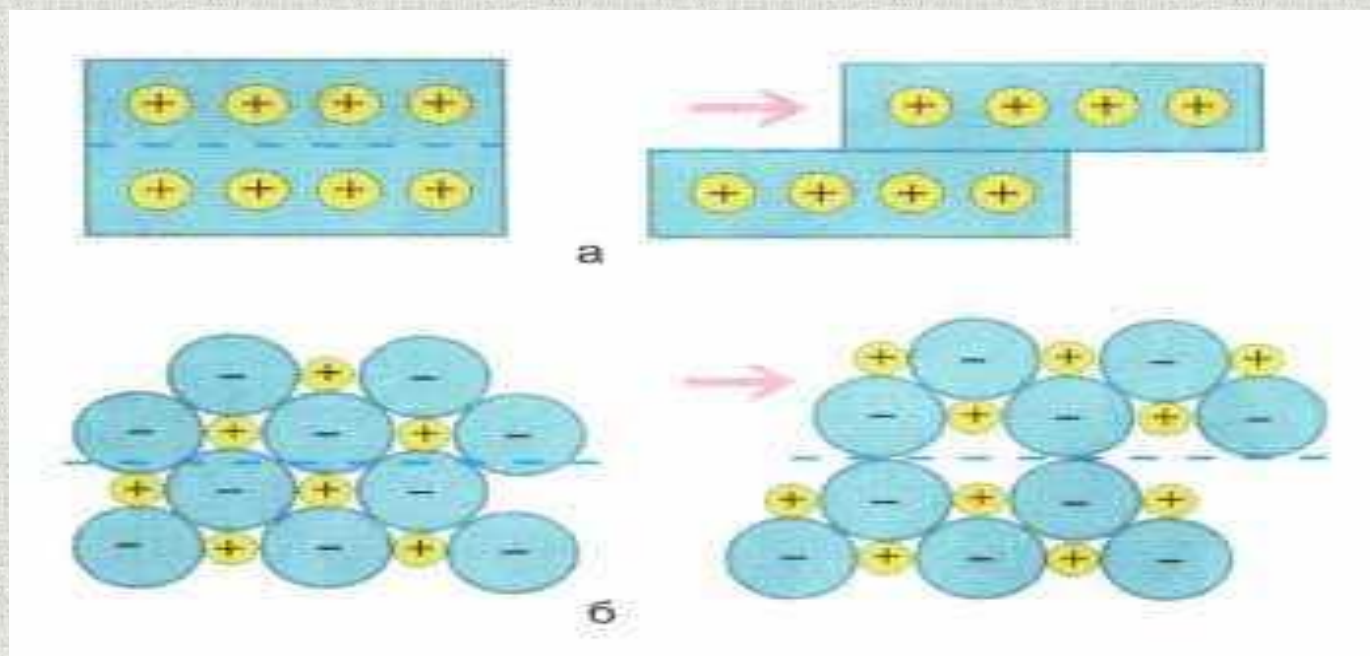
Температура плавления металлов

Металлический блеск



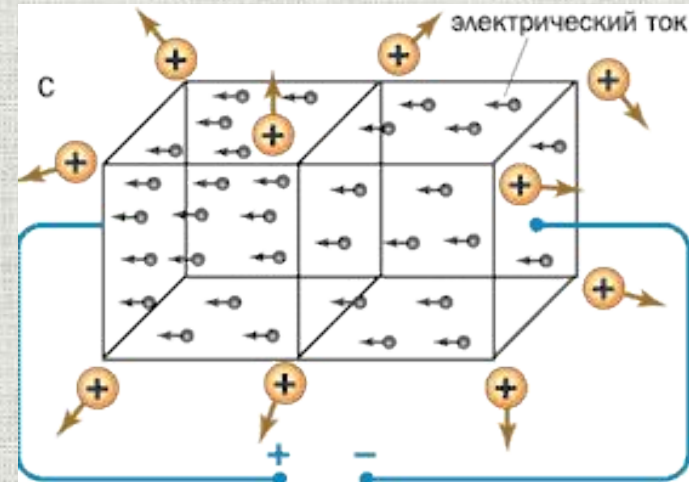
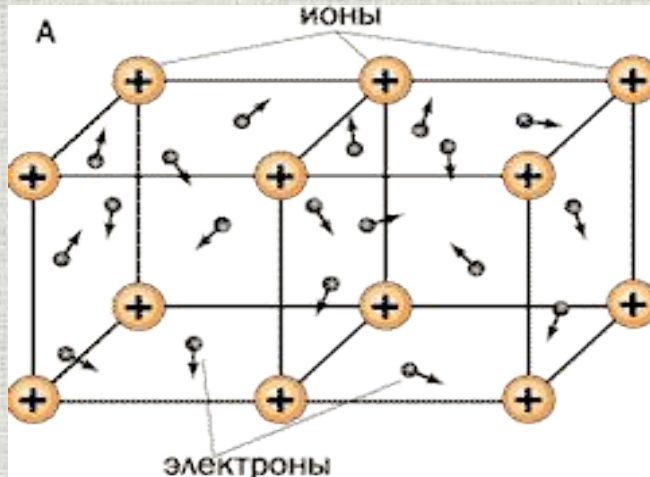
металлический блеск — электроны, заполняющие межатомное пространство отражают световые лучи, а не пропускают как стекло. Поэтому все металлы в кристаллическом состоянии имеют металлический блеск.

Ковкость и пластичность



Механическое воздействие на кристалл с металлической решеткой вызывает только смещение слоев атомов и не сопровождается разрывом связи, и поэтому металл характеризуется высокой пластичностью

Обладают тепло- и электропроводностью



Хаотически движущиеся электроны под действием электрического поля приобретают направленное движение, в результате чего возникает электрический ток.

Техническая классификация металлов



ЛЕГКОПЛАВКИЕ
(Т плавления
меньше 1000°C)

Hg, Cs, Na, Sn, Zn, Ga,
K, Rb, Ca, Mg, Al, Pb, Sr и др.



ТУГОПЛАВКИЕ
(Т плавления
больше 1000°C)

W, Fe, Cr, Zr, Nb, Ta, Mo,
Hf, Be, Cu, Ni, Os, Pd, Pt и др.



ДРАГОЦЕННЫЕ

Au, Ag, платиновые (Ru,
Rh, Pd, Os, Ir, Pt)



РАДИОАКТИВНЫЕ

U, Th, Pm, Po, Pu, Ac,
Tc, At, Rn, Fr, Ra и др.



ЛЕГКИЕ
(плотность
меньше 5 г/мл)

Li, Na, Mg, Al, Ca, Ti, Rb,
K, Cs, Be, Ba, Sr и др.



ТЯЖЕЛЫЕ
(плотность
больше 5 г/мл)

Os, Fe, Cu, Hg, Pb, Au,
Ag, W, Ni, Sn, Pd, Pt, Cr, Zn и др.



МЯГКИЕ

Щепочные (режутся но-
жом). Pb, Sn, Au, Zn, Cd,
In, Tl и др.



ТВЕРДЫЕ

Ве, Cr (режут стекло) и
др.



Ртуть



Цезий



Вольфрам



ЛЕГКИЕ
(плотность
меньше 5 г/мл)

Li, Na, Mg, Al, Ca, Ti, Rb,
K, Cs, Be, Ba, Sr и др.



ТЯЖЕЛЫЕ
(плотность
больше 5 г/мл)

Os, Fe, Cu, Hg, Pb, Au,
Ag, W, Ni, Sn, Pd, Pt, Cr, Zn и др.



Тантал



Литий





ДРАГОЦЕННЫЕ

Au, Ag, платиновые (Ru,
Rh, Pd, Os, Ir, Pt)

Серебро



Серебро

Платина



Платина

Золото



Магнитные свойства металлов

- **Ферромагнетики** — металлы способные сильно намагничиваться и долго сохранять это свойство (Fe, Co, Ni).
- **Парамагнетики** — слабо намагничиваются и не сохраняют это состояние вне магнитного поля (щелочные, щелочно-земельные и большая часть переходных металлов).
- **Диамагнетики** — металлы, выталкиваемые магнитным полем (Cu, Ag, Au, Bi).

МЕТАЛЛЫ В ПРИРОДЕ

Металлы в природе встречаются в 3-х формах:

- 1. В свободном виде**
- 2. Как в свободном, так и в виде соединений**
- 3. Только в виде соединений**

Только в соединениях	Как в свободном так и в виде соединений	Главным образом в виде соединений	Только в свободном виде
Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr	Ni Sn Pb	Cu Ag Hg	Au Pt

Самый распространённый металл на Земле – алюминий (более 8% от земной коры).



Сплавы металлов

- **Сплавы - (твердые растворы) — это системы, состоящие из двух и более металлов или металлов и неметаллов.**
- **! Сплавы отличаются по физическим свойствам от металлов, их образующих. Это объясняется изменением строения кристаллов сплавов по сравнению со строением образующих его металлов.**
- **Например:**
- **Сплав Вуда: $t_{пл} = 68^\circ$, а температуры плавления металлов, образующих сплав:**
- **$Bi—271,0^\circ C$; $Pb—327,4^\circ C$; $Sn—231,9^\circ C$; $Cd—321^\circ C$.**
- **Латунь: обладает большей твердостью, чем исходные металлы, образующие сплав (Cu и Zn)-**
- **Черные сплавы — сплавы, получаемые на основе железа, — чугун и сталь.**
- **Цветные сплавы — сплавы, полученные на основе меди (основной компонент), латуни, бронзы.**
- **Легкие сплавы — сплавы на основе магния или алюминия — дуралюмин, магнилий.**
- **Благородные и редкие сплавы — сплавы на основе драгоценных и редких металлов — ювелирные сплавы.**

Виды и свойства чугунов.

Вид чугуна	Состав	Свойства	Применение
Серый чугун (с высоким содержанием кремния)	Содержит 1,7-4,3% С, 1,25-4,0% Si и до 1,5% Mn. Большое содержание кремния снижает растворимость углерода. Поэтому углерод выделяется в виде графита.	Сравнительно мягкий и поддающийся механической обработке. Свободный углерод придает чугуну мягкость.	Различные литые детали (шестерни, колёса , трубы и т. д.)
Белый чугун (с небольшим содержанием кремния)	Содержит 1,7-4,3%С, более 4% Mn,но очень мало кремния.Углерод в основном содержится в виде <i>цементита</i> – карбида железа.	Твёрдый и хрупкий. Эти свойства придаёт цементит, который обладает большой твёрдостью.	Переработка в сталь.

Состав, свойства и применение некоторых сплавов

Сплав	Состав	Свойства	Применение
Чугун	Железо - основной компонент, C - до 4%, Mn, Si .	Твёрдый, слабопластичный .	Литые изделия и передел в сталь.
Нержавеющая сталь	Железо - основной компонент, Cr, Ni и другие легирующие добавки (Mn, Ti, W, Mo, Si, V)	Прочность, пластичность, коррозионная стойкость.	Основной конструкционный материал, детали машин, инструменты, турбины и т.д.
Латунь	Медь (60-50 %) и цинк (40-50 %)	Твердый, коррозионно-стойкий сплав.	Химическая промышленность, производство бытовых товаров.
Мельхиор	Основные компоненты Ni, Cu и добавки Fe, Mn	Коррозионная устойчивость, эстетичность.	Бытовая посуда, медицинская техника, монеты.
Силумин	Основной компонент - Al и добавки Cr, Mg, Si	Прочность, лёгкость, хорошие литейные свойства.	Авиастроение, машиностроение, приборостроение.

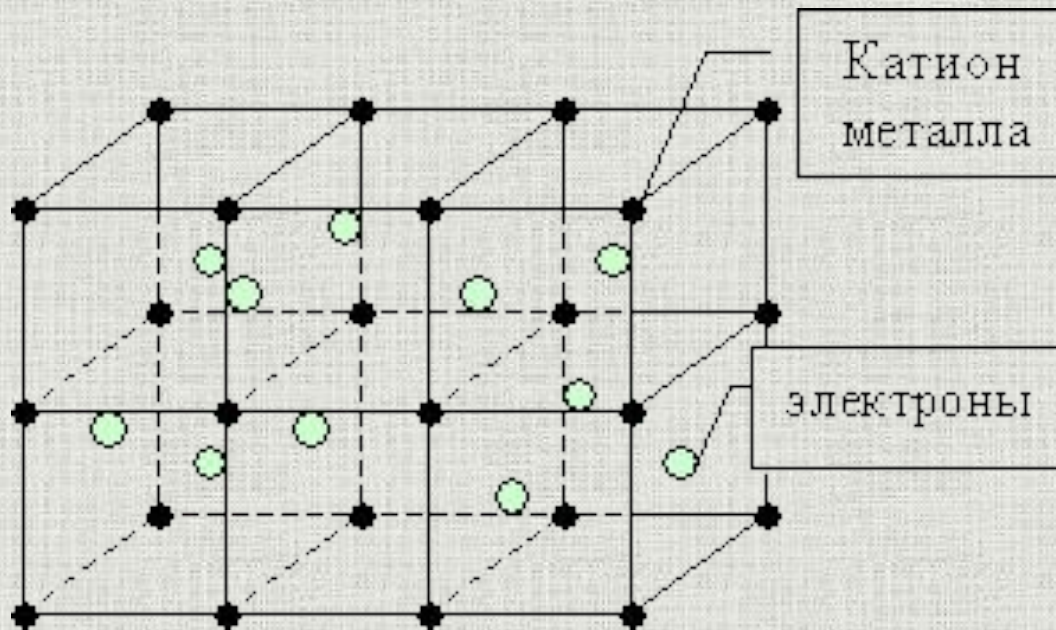


Физические свойства металлов

содержание

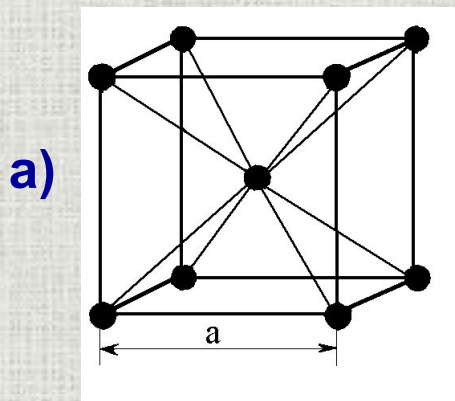
Металл	Электропроводность	Теплопроводность
Висмут	0,8	1
Сурьма	2,5	2,2
Железо	9,8	9,5
Алюминий	36,0	26,0
Медь	56,9	46,2
Серебро	59,9	48,8



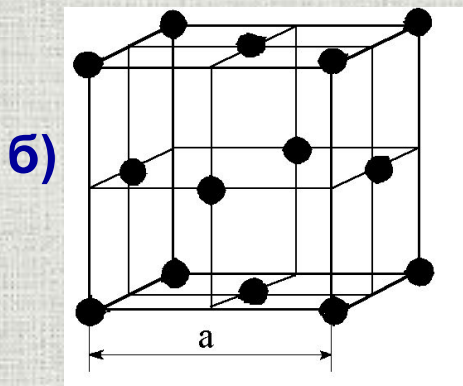


Металлическая связь характерна только для металлов в твердом или жидком агрегатном состоянии

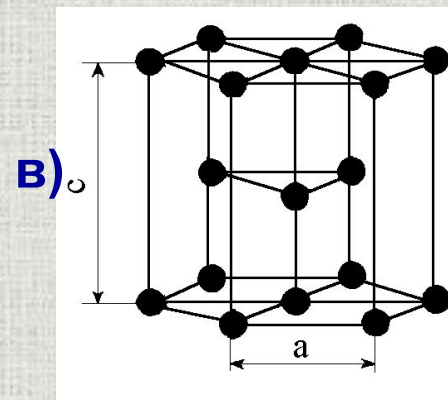
Основные типы кристаллических решеток металлов



**Ag, Au, Pt, Cu,
Al, Pb, Ni**



**Na, K, V, Nb,
Cr, Mo, W**



Be, Mg, Zn, Cd

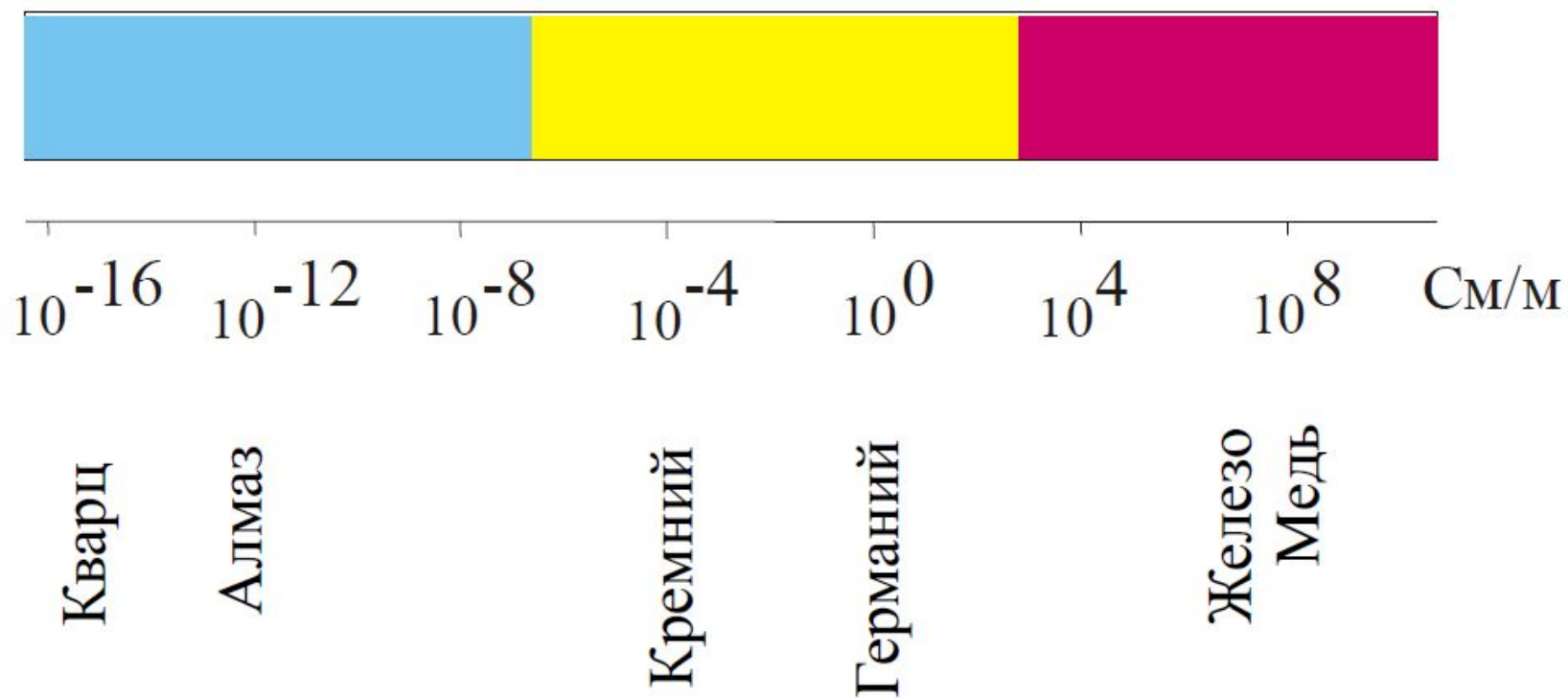
- а) гранецентрированная кубическая (ГЦК);
- б) объемноцентрированная кубическая (ОЦК);
- в) гексагональная плотноупакованная (ГП) решетка

Шкала проводимости

Изоляторы

Полупроводники

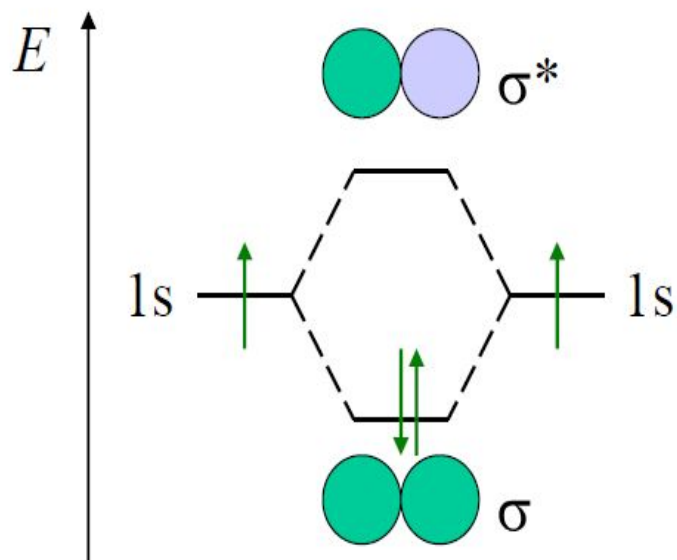
Металлы



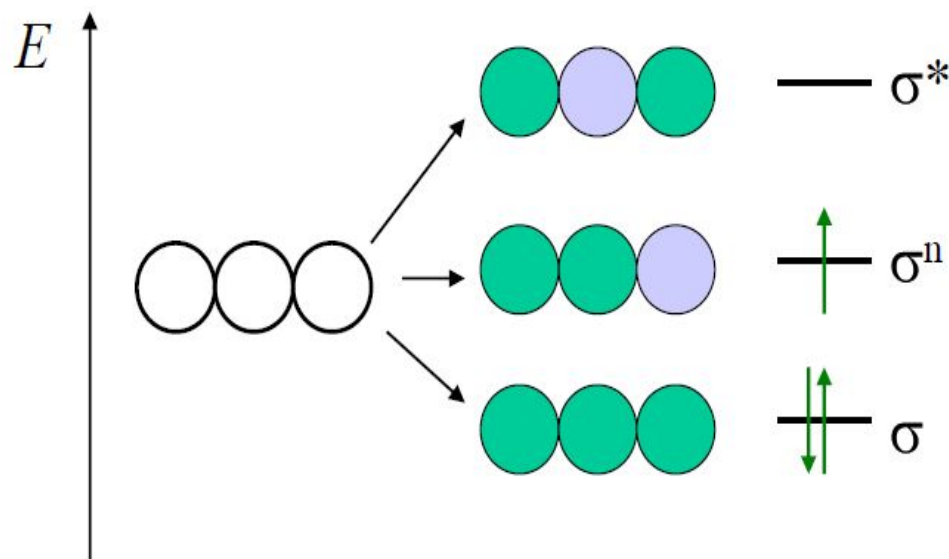
МО молекул H_2 и H_3

От атомных орбиталей к молекулярным орбиталям,
от молекулярных орбиталей к «кристаллическим
орбиталям»

Молекула H_2



Молекула H_3



МО = ЛКАО

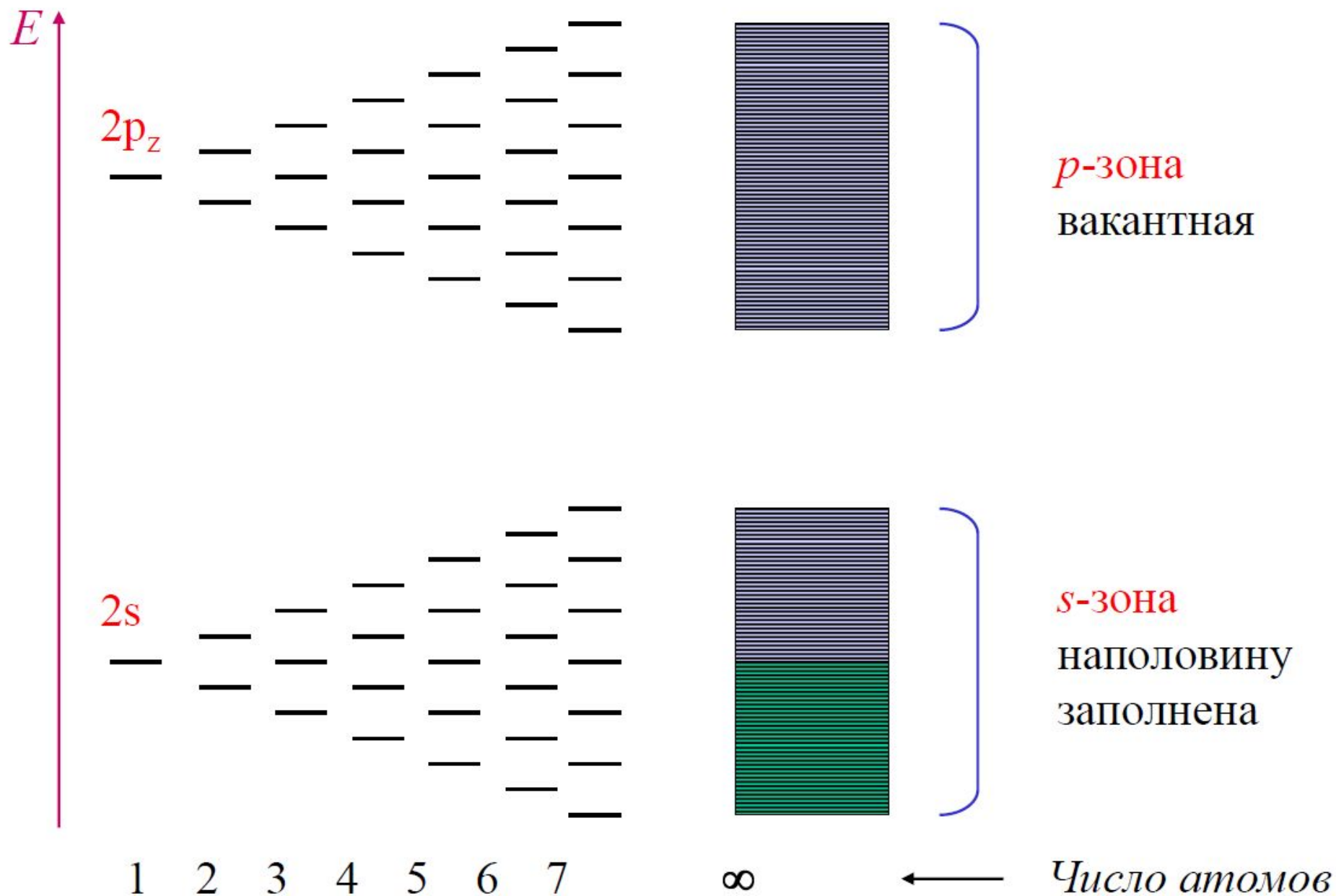
Образование зон

Зонная структура дает картину электронного строения твердого тела, позволяющую интерпретировать экспериментальные данные и делать прогнозы.

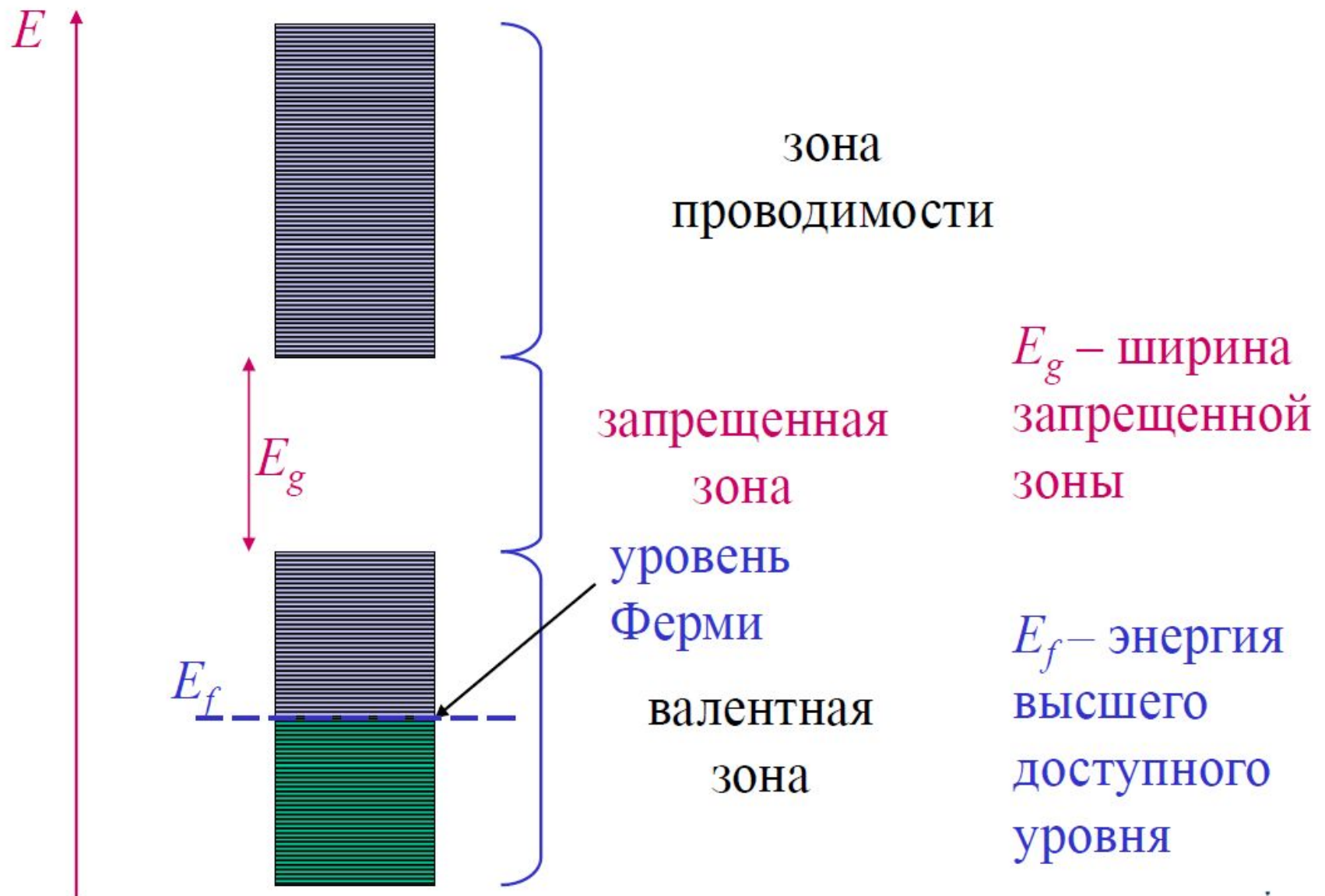


Кристаллические орбитали есть линейная комбинация атомных орбиталей во всей протяженности кристалла

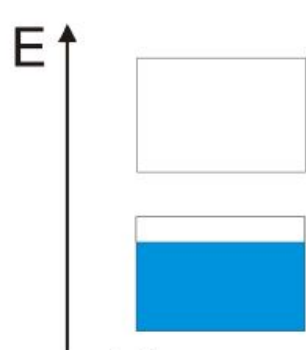
Зонная структура лития: формирование



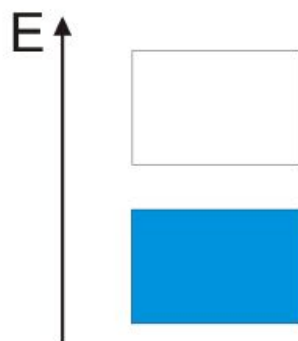
Зонная структура лития: анализ



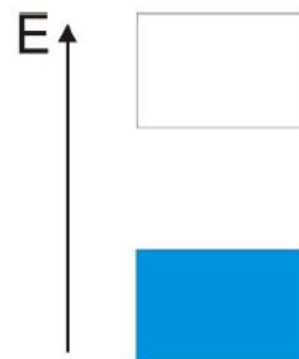
Металлы, полупроводники и изоляторы



Металл



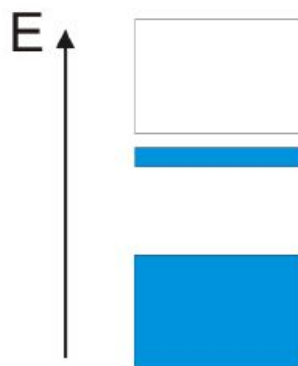
Собственный
полупроводник



Изолятор



p-допированный
полупроводник

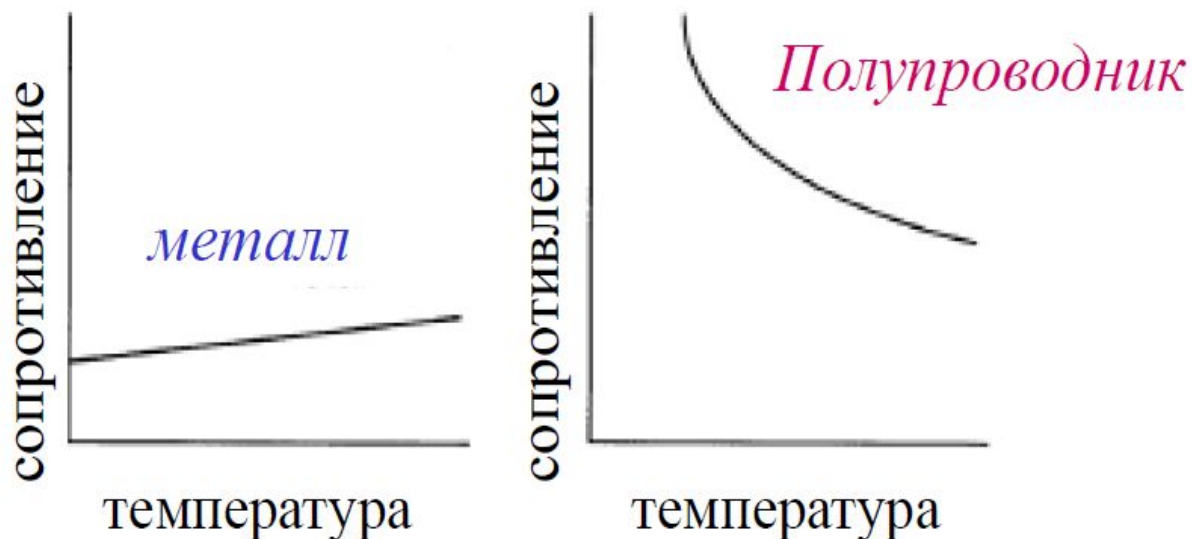


n-допированный
полупроводник

Элементы подгруппы углерода

Элемент	E_g (эВ)	Тип материала
C (алмаз)	6.0	изолятор
Si	1.1	полупроводник
Ge	0.7	полупроводник
Sn (серое олово)	0.1	полупроводник
Sn (белое олово)	0	металл
Pb	0	металл

Сопротивление как функция температуры



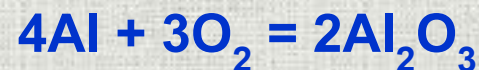
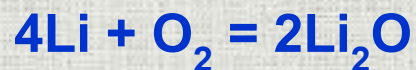
1. Сопротивление металлов увеличивается при нагревании – подвижность носителей уменьшается под действием колебаний решетки («фононы»)
2. Сопротивление полупроводников уменьшается при нагревании – большее число носителей может перейти в зону проводимости



По своим химическим свойствам все металлы являются восстановителями

Взаимодействие с простыми веществами

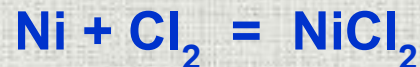
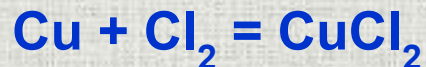
с кислородом



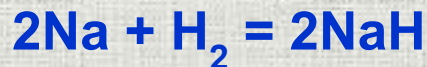
с серой



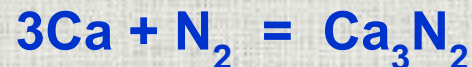
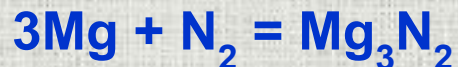
с галогенами



с водородом



с азотом



с углеродом



с фосфором



интерметаллические соединения





Электрохимический ряд напряжений металлов

содержание

Электрохимический ряд напряжений металлов

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Au

$$\Delta G^{\circ} = - \Delta E^{\circ} n F$$

где F - число Фарадея (96485 Кл);

n - число электронов на один перенесенный ион.

ΔE° - разность стандартных потенциалов системы, В

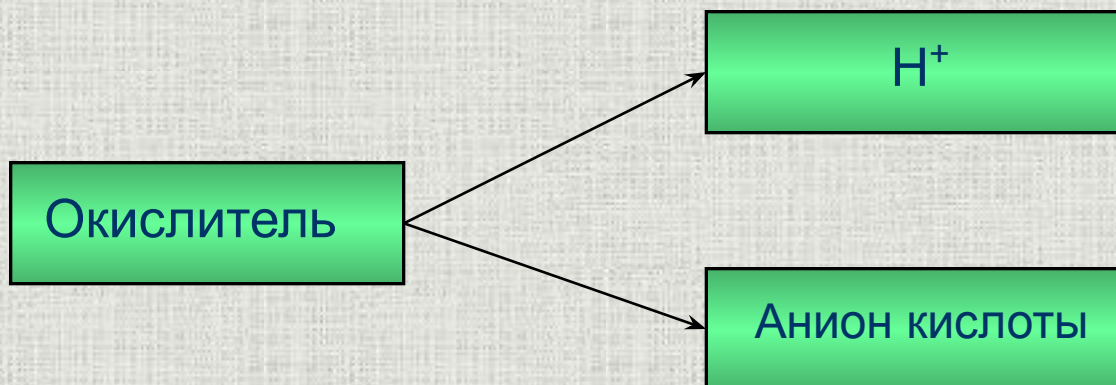
$$E^{\circ}_{\text{ок-ля}} > E^{\circ}_{\text{в-ля}}$$



Среда					
кислая (pH=0)		нейтральная (pH=7)		щелочная (pH=14)	
окисл.-восст. пара	E^0 , В	окисл.-восст. пара	E , В	окисл.-восст. пара	E^0 , В
$2H^+/H_2$	0	$2H_2O/H_2$	-0,41	$2H_2O/H_2$	-0,83
$O_2/2H_2O$	+1,22	$O_2/4OH^-$	+0,81	$O_2/4OH^-$	+0,40
Al^{3+}/Al	-1,66	$Al(OH)_3/Al$	-1,88	AlO_2^-/Al	-2,36
Bi^{3+}/Bi	+1,21	BiO^+/Bi	-0,04	Bi_2O_3/Bi	-0,45
Cd^{2+}/Cd	-0,40	$Cd(OH)_2/Cd$	-0,41	$Cd(OH)_2/Cd$	-0,82
Co^{2+}/Co	-0,28	$Co(OH)_2/Co$	-0,32	$Co(OH)_2/Co$	-0,73
Cr^{3+}/Cr	-0,74	$Cr(OH)_3/Cr$	-0,93	CrO_2^-/Cr	-1,32
Cu^{2+}/Cu	+0,34	$Cu(OH)_2/Cu$	+0,19	$Cu(OH)_2/Cu$	-0,22
Fe^{2+}/Fe	-0,44	$Fe(OH)_2/Fe$	-0,46	$Fe(OH)_2/Fe$	-0,87
Mg^{2+}/Mg	-2,36	$Mg(OH)_2/Mg$	-2,38	$Mg(OH)_2/Mg$	-2,69
Ni^{2+}/Ni	-0,25	$Ni(OH)_2/Ni$	-0,30	$Ni(OH)_2/Ni$	-0,72
Pb^{2+}/Pb	-0,13	$Pb(OH)_2/Pb$	-0,14	PbO_2^{2-}/Pb	-0,54
Sn^{2+}/Sn	-0,14	$Sn(OH)_2/Sn$	-0,50	SnO_2^{2-}/Sn	-0,91
Zn^{2+}/Zn	-0,76	$Zn(OH)_2/Zn$	-0,81	ZnO_2^{2-}/Zn	-1,22

Химические свойства

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au		
Восстановительная способность металлов в свободном состоянии	Возрастает ←																				
Взаимодействие с кислородом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре		Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании													Не окисляются					
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H ₂ и образуется гидроксид		При нагревании выделяется H ₂ и образуются оксиды										H ₂ из воды не вытесняют								
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород из разбавленных кислот (кроме HNO ₃)													Не вытесняют водород из разбавленных кислот				Реагируют с конц. и разб. HNO ₃ и с конц. H ₂ SO ₄ при нагревании		С кислотами не реагируют, растворяются в „царской водке“	
Нахождение в природе	Только в соединениях									В соединениях и в свободном виде						Главн. образом в свободн. виде					
Способы получения	Электролиз расплавов					Восстановление углем, оксидом углерода (II), алюминотермия; электролиз водных растворов солей															
Окислительная способность ионов металлов	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	(H)	Cu ⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺		
	Возрастает →																				



Взаимодействие металлов с кислотами зависит от

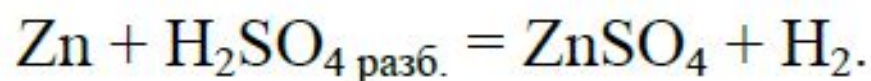
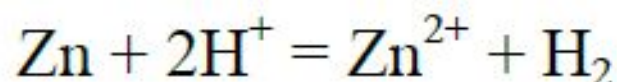
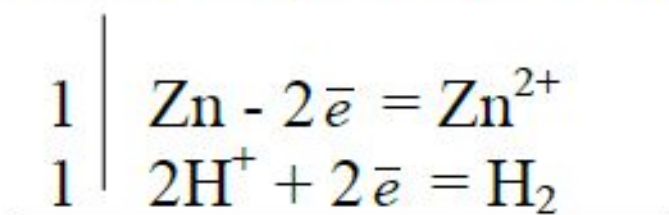
- 1. Величины стандартного электродного потенциала M ;**
- 2. Окислительной способности кислотного остатка;**
- 3. Концентрации кислоты**



Пример. $Zn + \underline{H_2}SO_{4 \text{ разб.}} \rightarrow$
В-Ль ОК-Ль

$$E^0 = E_{\text{ОК-Ль}}^0 - E_{\text{В-Ль}}^0 = E_{2H^+/H_2}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0 - (-0,76) = 0,76 \text{ В},$$

цинк растворяется в разбавленной серной кислоте:

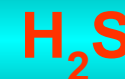




С концентрированной серной кислотой



M активные



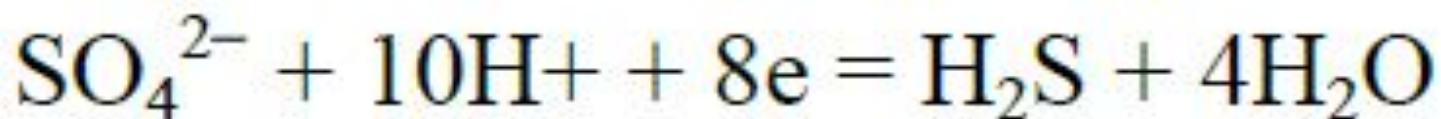
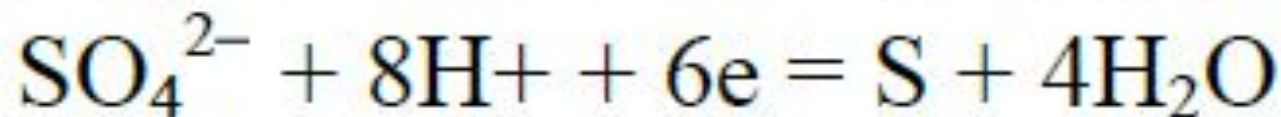
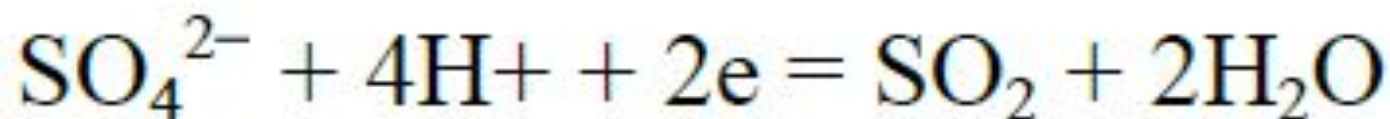
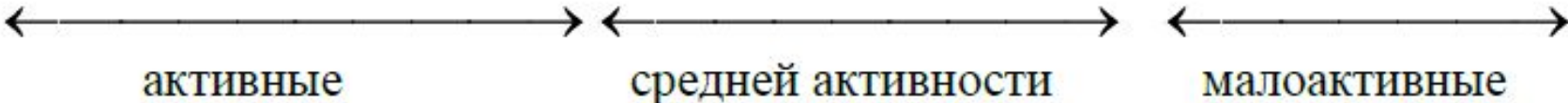
M ср. активн.



M малоактивн.

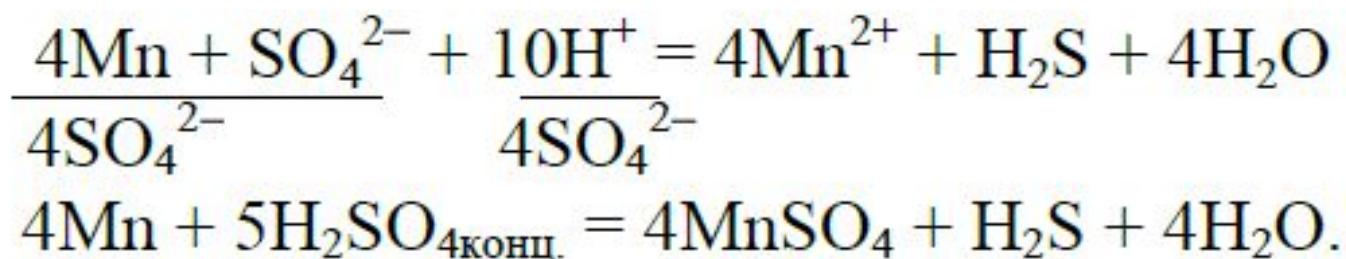
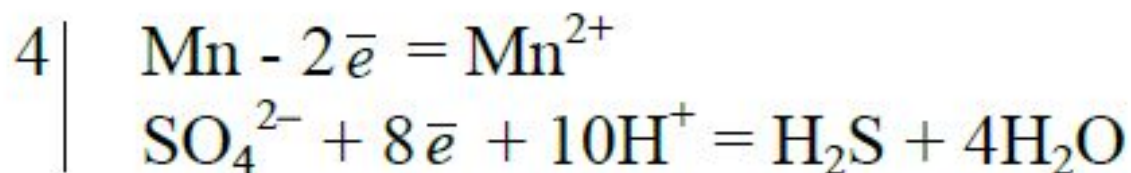


Li Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Ni Sn Pb H Bi Cu Ag Hg Au



Пример. $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{ конц.}} \rightarrow$

Марганец – активный металл, поэтому при взаимодействии образуется H_2S :





С концентрированной азотной кислотой

содержание



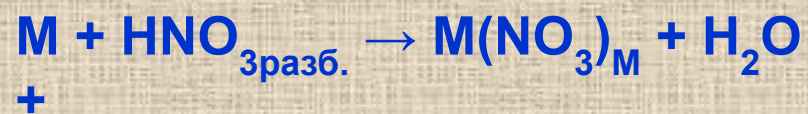
«царская водка»





С разбавленной азотной кислотой

содержание



+

М малоактивн.

NO

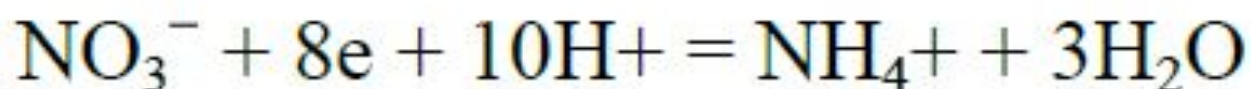
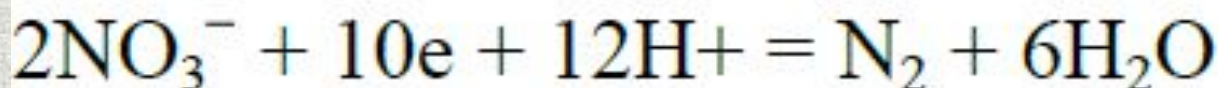
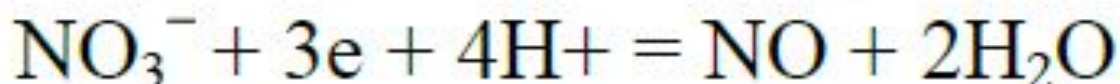
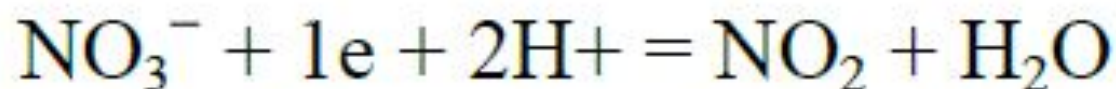
М ср. активн.

N₂O, N₂

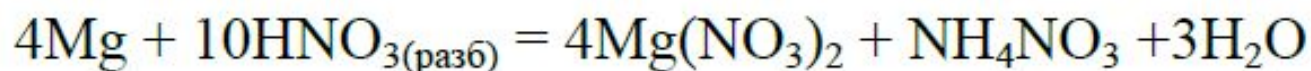
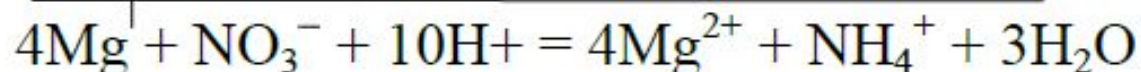
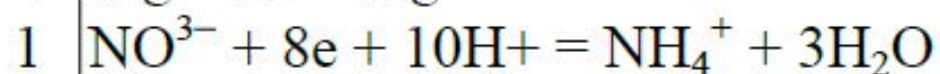
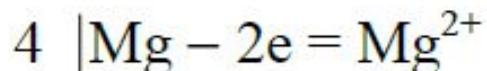
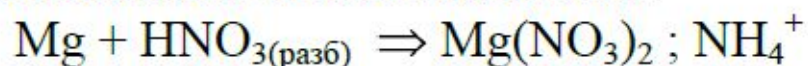
М активные

NH₄NO₃



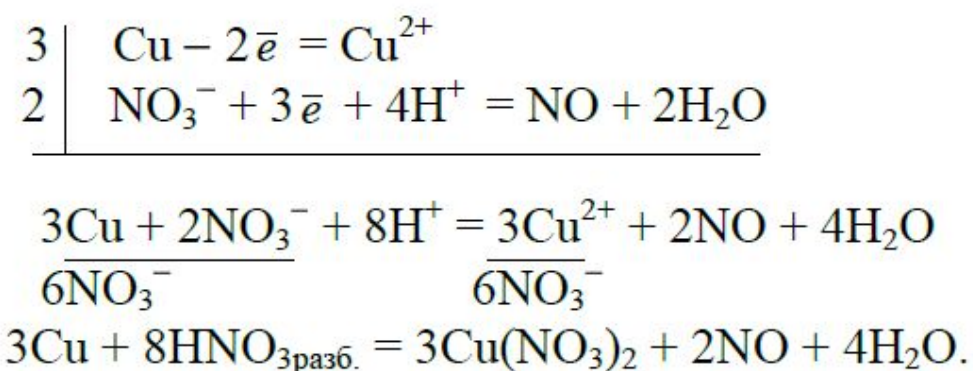


Пример составления окислительно-восстановительной реакции взаимодействия металла с разбавленной азотной кислотой:



Пример. $\text{Cu} + \text{HNO}_3_{\text{разб.}} \rightarrow$

Медь – малоактивный металл, $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$, поэтому при взаимодействии с разбавленной азотной кислотой образуется NO:

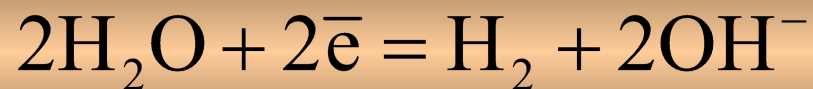




при pH = 7



окислитель



$$E_{\text{ок-ля}} = E_{2H_2O/H_2} = -0,41 \text{ В},$$

Явление глубокого торможения окисления металла, обусловленное наличием на его поверхности защитных оксидных пленок, называется пассивацией.





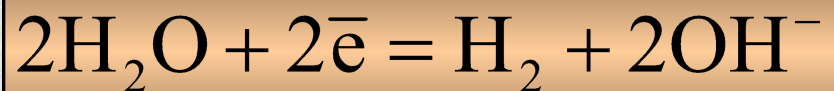
Взаимодействие с водными растворами щелочей

содержание

при pH = 14

$$E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,83 \text{ В}$$

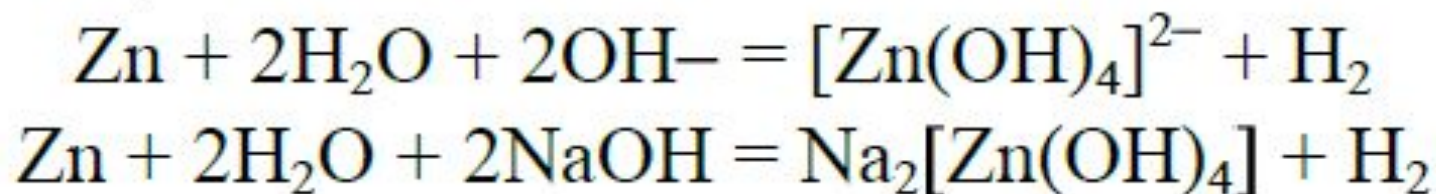
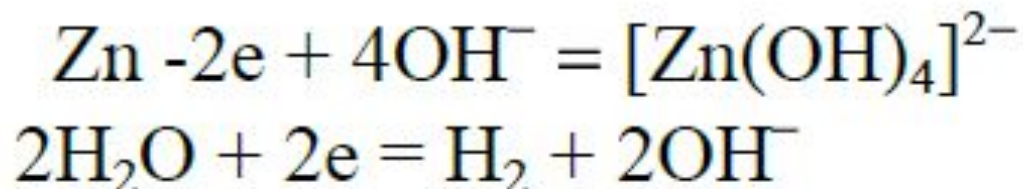
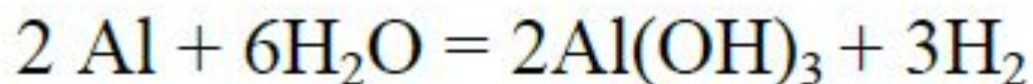
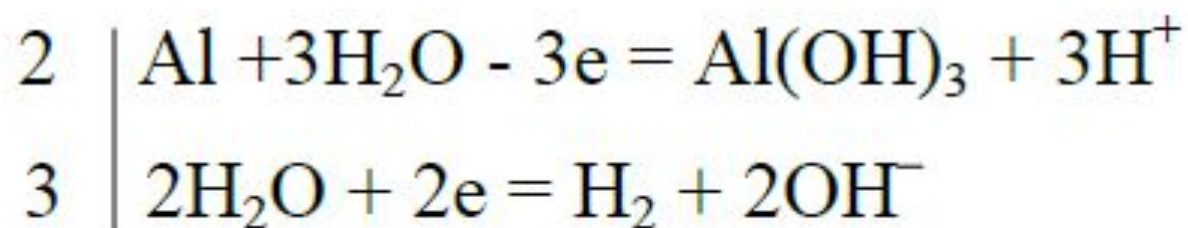
окислитель



в растворах щелочей растворяются металлы, потенциалы которых меньше -0,83В, склонные к образованию гидроксокомплексов типа $[\text{Me}(\text{OH})_4]^{n-}$

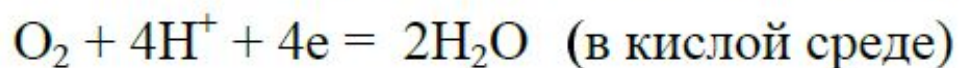
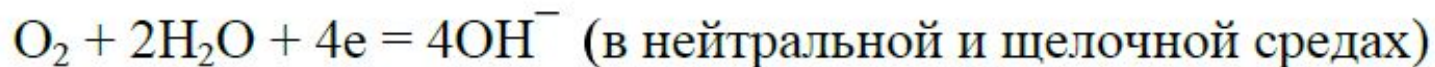
то есть металлы, чьи гидроксиды являются амфотерными: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.



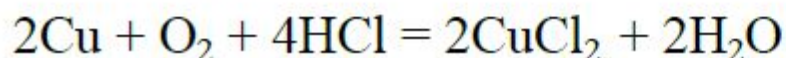
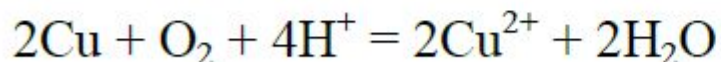
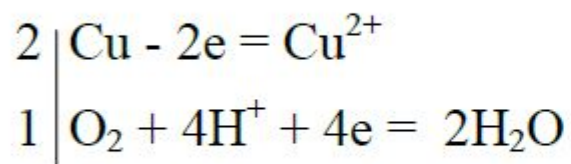


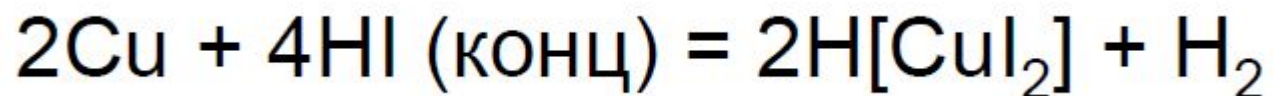
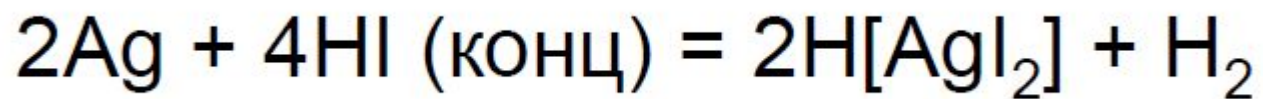
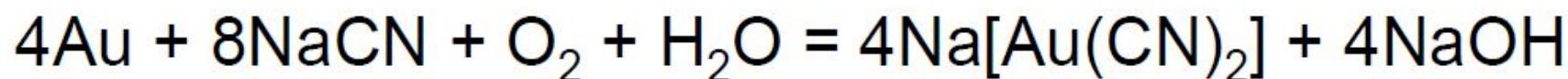
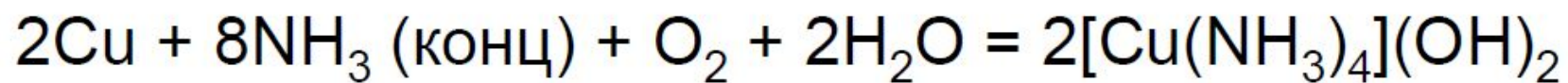
ОКИСЛИТЕЛЬ- КИСЛОРОД.

Полуреакции кислорода в качестве окислителя:



Пример. Взаимодействие меди с водным соляной кислоты в присутствии кислорода.







- 1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа. 2002.
- 2. О.М. Полторак, Л.М. Ковба. «Физико-химические основы неорганической химии». М.: МГУ, 1994.
- 3. В.И. Горшков, И.А. Кузнецов. «Физическая химия». М.: МГУ, 1993.
- 4. А. Джонсон. Термодинамические аспекты в курсе неорганической химии. М.: Мир. 1985.
- 5. Аноганикум. Под ред. Л. Кольдица. М. Мир. 1984. Т.1. 6.
- Хьюи Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. М., Химия, 1987.
- 7. Фичини Ж., Ламброзо-Бадер Н., Депензе Ж.-К. Основы физической химии. М. Мир. 1972. стр.276-283.
- 8. Дж. Кемпбел. Современная общая химия. М.:Мир. 1975г. Т.2. стр.90. гл.20., ТЗ.
- 9. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии. М.: Мир, 1982. Т. 2.
- 10. Б.Б.Дамаскин, О.А.Петрий. Электрохимия. М: Высшая школа, 1987.
- 11. CRC Hand book of Chemistry and Physics. 82 издание. 2001-2002.