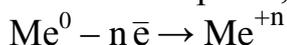


ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

К металлам относятся s-элементы I и II групп (кроме водорода и гелия); p-элементы III группы (кроме бора); олово, свинец, висмут, полоний; все d- и f-элементы. В обычных условиях металлы – кристаллические вещества (кроме ртути). В узлах кристаллической решетки металла находятся атомы или ионы, между которыми свободно движутся общие для этих атомов электроны. Металлическая связь характерна для металлов, их сплавов. Особенности строения металлических кристаллов определяют пластичность, упругость, прочность, ковкость металлов.

Химические свойства. Характерное химическое свойство всех металлов – их восстановительная активность, т.е. способность атомов легко отдавать валентные электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы



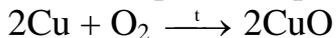
Восстановительная активность металлов неодинакова и зависит от положения металла в ряду напряжений.

Ряд напряжений металлов представляет собой ряд окислительно-восстановительной активности металлов. Элементы расположены в порядке уменьшения восстановительной и увеличения окислительной способности.

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Pt, Au

1. Взаимодействие с простыми веществами:

– с кислородом (кроме платины и палладия) с образованием оксидов



– с водородом образуются гидриды щелочных и щелочноземельных металлов $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-}$

– с серой образуются сульфиды $2\text{Ag} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{Ag}_2\text{S}$

– с галогенами – галогениды $\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$

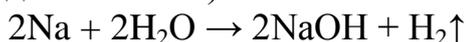
– с азотом – нитриды $3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Mg}_3\text{N}_2$

– с углеродом – карбиды $\text{Ca} + 2\text{C} \xrightarrow{t} \text{CaC}_2$

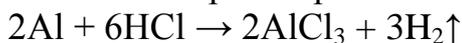
– с фосфором – фосфиды $3\text{Ca} + 2\text{P} \xrightarrow{t} \text{Ca}_3\text{P}_2$

2. Взаимодействие со сложными веществами:

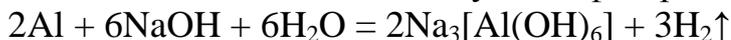
– с водой щелочные и щелочноземельные металлы образуют щелочи (другие активные металлы взаимодействуют при кипячении или удалении оксидной пленки):



– металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из разбавленных растворов кислот (серная, соляная, ... кроме азотной):

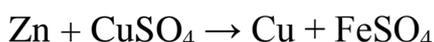


– со щелочами взаимодействуют амфотерные металлы (Zn, Al, Be, Pb):



гексагидроксоалюминат натрия

– с солями (более активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов их солей):



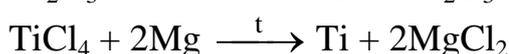
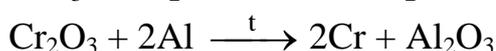
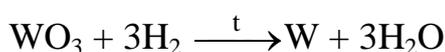
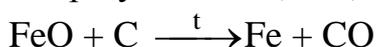
– с оксидами (в металлотермии): $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$

Оксиды и гидроксиды металлов. Активные металлы (s-элементы) образуют основные оксиды (Na_2O , CaO , BaO). Их гидроксиды являются щелочами (NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$). Оксиды и гидроксиды амфотерных металлов носят амфотерный характер (ZnO , Al_2O_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$).

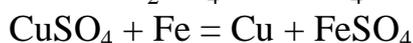
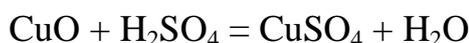
Для металлов с переменной валентностью (d-элементы) имеется общая закономерность. Оксиды и гидроксиды элементов – металлов в низшей степени окисления проявляют основные свойства, в промежуточной – амфотерные, в высшей – кислотные.

Способы получения металлов. В зависимости от способа проведения металлургического процесса различают:

– пирометаллургию – высокотемпературное восстановление ионов металлов при участии C , CO , H_2 , металлов (Al , Mg).



– гидрометаллургию – процесс, включающий две стадии: 1) природное соединение металла (обычно оксид) растворяется в кислоте с образованием соли; 2) металл вытесняется из полученной соли с помощью более активного металла.



– электрометаллургию – электролиз растворов или расплавов солей.

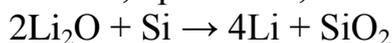
Щелочные металлы

Свойства	Литий Li	Натрий Na	Калий K	Рубидий Rb	Цезий Cs	Франций Fr
Порядковый номер	3	11	19	37	55	87
Гидриды	LiH	NaH	KH	RbH	CsH	-
Оксиды	Li ₂ O	Na ₂ O	K ₂ O	Rb ₂ O	Cs ₂ O	-
Пероксиды	Li ₂ O ₂	Na ₂ O ₂	K ₂ O ₂	Rb ₂ O ₂	Cs ₂ O ₂	-
Гидроксиды (щелочи)	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH	-
Галогениды	LiGal	NaGal	KGal	RbGal	CsGal	-
Сульфиды	Li ₂ S	Na ₂ S	K ₂ S	-	-	-

Получение.

1. Электролиз расплавов хлоридов Li, Na, K.

2. Восстановление оксидов, хлоридов, карбонатов щелочных металлов алюминием, кремнием, кальцием, магнием при нагревании в вакууме.



Химические свойства.

Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
с кислородом: $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ (оксиды) $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ (пероксиды) $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$ ($\text{RbO}_2, \text{CsO}_2$). надпероксиды с галогенами образуются галогениды: $2\text{Na} + \text{Br}_2 = 2\text{NaBr}$ ($\text{KCl}, \text{LiF} \dots$) с водородом – гидриды: $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ с серой – сульфиды: $2\text{Li} + \text{S} = \text{Li}_2\text{S}$	с водой: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ с кислотами разбавленными: $2\text{K} + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\uparrow$ с конц. H_2SO_4 : $8\text{Na} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ с разб. HNO_3 : $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 = 8\text{NaNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ с солями: $\text{CaCl}_2 + 2\text{Na} = \text{Ca} + 2\text{NaCl}$

Пример. Напишите уравнения реакций, характеризующих превращения $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}$.

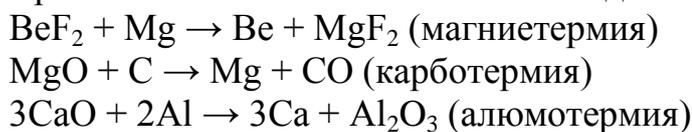
- Решение.* 1. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
 2. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (недостаток) $\rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 3. $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 4. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$.
 5. $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2\uparrow$

Щелочноземельные металлы

В главную подгруппу II группы входят следующие металлы: ${}_4\text{Be}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{20}\text{Ca}$, ${}_{38}\text{Sr}$, ${}_{56}\text{Ba}$, ${}_{88}\text{Ra}$. На внешнем энергетическом уровне находятся 2 s-электрона (ns^2). Они имеют постоянную степень окисления +2. Кальций, стронций, барий, радий называются щелочноземельными металлами.

Свойства	Бериллий Be	Магний Mg	Кальций Ca	Стронций Sr	Барий Ba	Радий Ra
Порядковый номер	4	12	20	38	56	88
Гидриды	-	-	CaH_2	SrH_2	BaH_2	RaH_2
Оксиды	BeO	MgO	CaO	SrO	BaO	RaO
Гидроксиды	$\text{Be}(\text{OH})_2$ (амф.)	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{Ra}(\text{OH})_2$
Галогениды	BeGal_2	MgGal_2	CaGal_2	SrGal_2	BaGal_2	RaGal_2
Сульфиды	BeS	MgS	CaS	SrS	BaS	-
Карбиды	BeC_2	MgC_2	CaC_2	-	BaC_2	

Получение. Все металлы получают электролизом расплавов их хлоридов или термическим восстановлением их соединений:



Химические свойства. Все щелочноземельные металлы химически активные. Являются сильными восстановителями. Несколько менее активен Be,

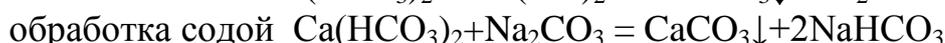
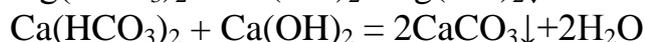
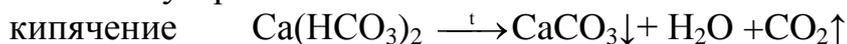
что обусловлено образованием на поверхности этого металла защитной оксидной пленки.

Взаимодействие	
С простыми веществами:	Со сложными веществами:
С кислородом $2\text{Be} + \text{O}_2 = 2\text{BeO}$.	С водой (кроме бериллия) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$
С серой $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$	С разбавленными HCl , H_2SO_4 $\text{Be} + 2\text{HCl} = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
С галогенами $\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$	С разб. HNO_3 :
С водородом $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$	$4\text{Ca} + 10\text{HNO}_{3\text{p}} = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
С азотом $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$	С конц. HNO_3 (кроме Be) $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_{3\text{к}} = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
С углеродом $\text{Ca} + 2\text{C} = \text{CaC}_2$	Со щелочами взаимодействует Be $\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$
	С оксидами и солями $\text{TiCl}_4 + 2\text{Mg} = 2\text{MgCl}_2 + \text{Ti}$ $\text{V}_2\text{O}_5 + 5\text{Ca} = 2\text{V} + 5\text{CaO}$

Жесткость воды обусловлена солями кальция и магния. Она подразделяется на временную (карбонатную) и постоянную.

Временная жесткость определяется наличием гидрокарбонатов $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Способы устранения:

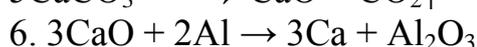
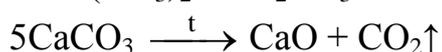
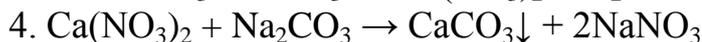
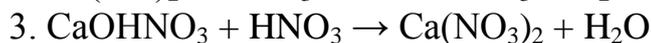
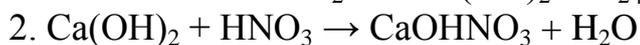
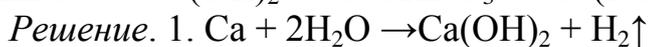


Постоянная жесткость обусловлена содержанием в воде хлоридов, сульфатов магния, кальция, железа.

Способы устранения постоянной жесткости:



Пример. Составьте уравнения реакций, характеризующих ряд превращений $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaOHNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}$.



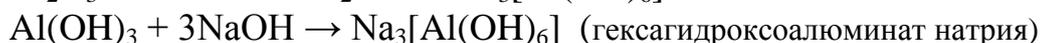
Алюминий

Алюминий – это р-элемент IIIA-группы. Электронная формула $3s^23p^1$. Степень окисления постоянная (+3). Алюминий – серебристо-белый металл,

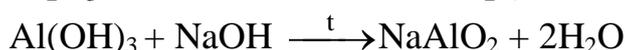
легкий, легкоплавкий. Обладает высокой пластичностью, хорошей электро- и теплопроводностью.

Получение. Алюминий получают электролизом расплава оксида Al_2O_3 и криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, добавляемого для снижения температуры электролиза.

Соединения. Оксид Al_2O_3 и гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ проявляют амфотерные свойства, реагируют с кислотами и щелочами:



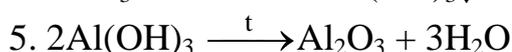
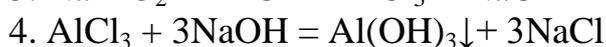
При сплавлении



Химические свойства.

Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
С кислородом (образующая оксидная пленка защищает от дальнейшего окисления) $4\text{Me} + 3\text{O}_2 = \text{Me}_2\text{O}_3$	С водой (после удаления оксидной пленки) $2\text{Me} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Me}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
С галогенами $2\text{Me} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{MeCl}_3$	С разб. HCl и H_2SO_4 $2\text{Me} + 6\text{HCl} = 2\text{MeCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
С азотом $2\text{Me} + \text{N}_2 = 2\text{MeN}$	Со щелочами $\text{Me} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Me}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\uparrow$
С углеродом $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$	HNO_3 и H_2SO_4 конц. пассивируют Al
	Восстановление оксидов металлов (алюмотермия) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$

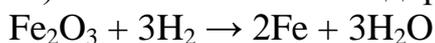
Пример. Напишите уравнения реакций, характеризующих ряд превращений $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.



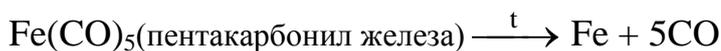
Железо

Железо – это d-элемент побочной подгруппы VIII группы. Его электронная формула $4s^23d^6$. Характерные степени окисления +2, +3, может проявлять +6. Железо – серебристо-белый металл, на воздухе подвергается коррозии, покрываясь ржавчиной.

Получение. После очистки от примесей железную руду (а вернее оксиды железа) восстанавливают водородом



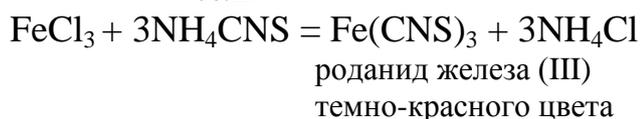
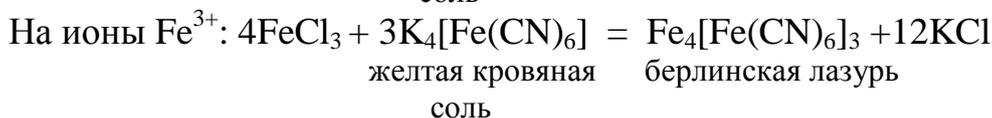
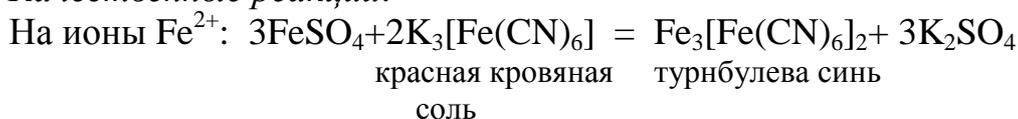
Особо чистое железо получают карбонильным методом



Химические свойства.

Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
С кислородом $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	С водой $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
С галогенами $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{FeCl}_3$	С разб. HCl и H ₂ SO ₄
С серой $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
С углеродом $3\text{Fe} + \text{C} = \text{Fe}_3\text{C}$	Конц. H ₂ SO ₄ и HNO ₃ пассивируют железо.
	С разб. HNO ₃
	$\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
	С солями $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

Качественные реакции.



Пример. Составьте уравнения реакций, характеризующих ряд превращений $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeOHCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$.

