

d-элементы

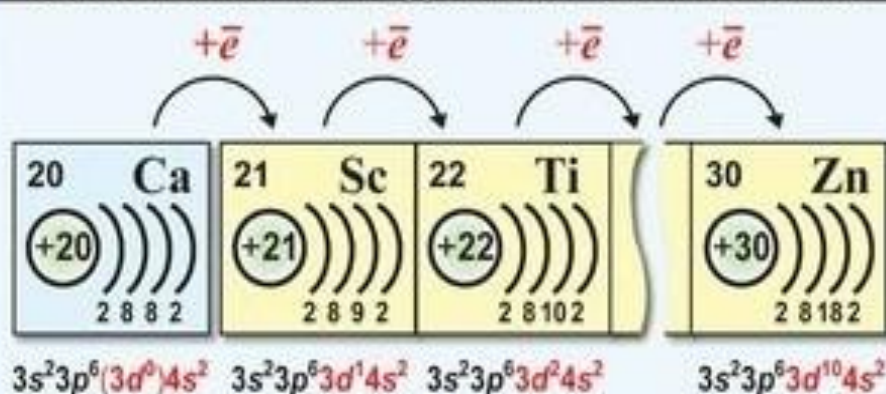
Автор: Юшковец Е.Н.

		ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА						VII (H)		VIII		атомный номер		обозначение элемента													
		I		II		III		IV		V		VI															
1	1	1 H 1,01 ВОДОРОД												400 2 He ГЕЛИЙ													
2	2	3 Li 6,94 ЛИТИЙ		4 Be 9,01 БЕРИЛЛИЙ		5 B 10,81 БОР		6 C 12,01 УГЛЕРОД		7 N 14,01 АЗОТ		8 O 16,00 КИСЛОРОД		9 F 19,00 ФТОР		10 Ne 20,18 НЕОН											
3	3	11 Na 22,99 НАТРИЙ		12 Mg 24,31 МАГНИЙ		13 Al 26,98 АЛЮМИНИЙ		14 Si 28,09 КРЕМНИЙ		15 P 30,97 ФОСФОР		16 S 32,06 СЕРА		17 Cl 35,45 ХЛОР		18 Ar 39,95 АРГОН											
4	4	19 K 39,10 КАЛИЙ		20 Ca 40,08 КАЛЬЦИЙ		21 Sc 44,96 СКАНДИЙ		22 Ti 47,90 ТИТАН		23 V 50,94 ВАНАДИЙ		24 Cr 52,00 ХРОМ		25 Mn 54,94 МАРГАНЕЦ		26 Fe 55,85 ЖЕЛЕЗО		27 Co 58,93 КОБАЛЬТ		28 Ni 58,70 НИКЕЛЬ							
	5	29 Cu 63,55 МЕДЬ		30 Zn 65,38 ЦИНК		31 Ga 69,72 ГАЛЛИЙ		32 Ge 72,59 ГЕРМАНИЙ		33 As 74,92 МЫШЬЯК		34 Se 78,96 СЕЛЕН		35 Br 79,90 БРОМ		36 Kr 83,80 КРИПТОН											
5	6	37 Rb 85,47 РУБИДИЙ		38 Sr 87,62 СТРОНЦИЙ		39 Y 88,91 ИТТРИЙ		40 Zr 91,22 ЦИРКОНИЙ		41 Nb 92,91 НИОБИЙ		42 Mo 95,94 МОЛИБДЕН		43 Tc 98,91 ТЕХНЕЦИЙ		44 Ru 101,07 РУТЕНИЙ		45 Rh 102,91 РОДИЙ		46 Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ							
	7	47 Ag 107,87 СЕРЕБРО		48 Cd 112,41 КАДМИЙ		49 In 114,82 ИНДИЙ		50 Sn 118,69 ОЛОВО		51 Sb 121,75 СУРЬМА		52 Te 127,60 ТЕЛЛУР		53 I 126,90 ИОД		54 Xe 131,30 КСЕНОН											
6	8	55 Cs 132,91 ЦЕЗИЙ		56 Ba 137,33 БАРИЙ		57 La 138,91 ЛАНТАН		72 Hf 178,49 ГАФНИЙ		73 Ta 180,95 ТАНТАЛ		74 W 183,85 ВОЛЬФРАМ		75 Re 186,21 РЕНИЙ		76 Os 190,20 ОСМИЙ		77 Ir 192,22 ИРИДИЙ		78 Pt 195,09 ПЛАТИНА							
	9	79 Au 196,97 ЗОЛОТО		80 Hg 200,59 РТУТЬ		81 Tl 204,37 ТАЛЛИЙ		82 Pb 207,20 СВИНЕЦ		83 Bi 208,98 ВИСМУТ		84 Po [209] ПОЛОНИЙ		85 At [210] АСТАТ		86 Rn [222] РАДОН											
7	10	87 Fr [223] ФРАНЦИЙ		88 Ra 226,03 РАДИЙ		89 Ac [227] АКТИНИЙ		104 Ku [261] КУРЧАТОВИЙ		105 Ns [261] НИЛЬСБОРИЙ		106 Sg [263] СИБОРГИЙ		107 Bh [262] БОРИЙ		108 Hs [265] ХАССИЙ		109 Hs [266] МЕЙТНЕРИЙ									
* ЛАНТАНОИДЫ																											
58		59		60		61		62		63		64		65		66		67		68		69		70		71	
Ce 140,12 ЦЕРИЙ		Pr 140,91 ПРАЗЕОДИМ		Nd 144,24 НЕОДИМ		Pm [145] ПРОМЕТИЙ		Sm 150,40 САМАРИЙ		Eu 151,96 ЕВРОПИЙ		Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ		Tb 158,93 ТЕРБИЙ		Dy 162,50 ДИСПРОЗИЙ		Ho 164,93 ГОЛЬМИЙ		Er 167,26 ЭРБИЙ		Tm 168,93 ТУЛИЙ		Yb 173,04 ИТТЕРБИЙ		Lu 174,97 ЛЮТЕЦИЙ	
** АКТИНОИДЫ																											
90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103	
Th 232,04 ТОРИЙ		Pa 231,04 ПРОТАКТИНИЙ		U 238,03 УРАН		Np 237,05 НЕПТУНИЙ		Pu [244] ПЛУТОНИЙ		Am [243] АМЕРИЦИЙ		Cm [247] КЮРИЙ		Bk [247] БЕРКЛИЙ		Cf [251] КАЛИФОРНИЙ		Es [254] ЭЙНШТЕЙНИЙ		Fm [257] ФЕРМИЙ		Md [258] МЕНДЕЛЕВИЙ		(No) [255] НОБЕЛИЙ		(Lr) [256] ЛОУРЕНСИЙ	

ПОЛОЖЕНИЕ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

H								He
Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni	Kr
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru Rh Pd	Rn
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os Ir Pt	
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs Mt Ds	

ЗАПОЛНЕНИЕ 3d-ПОДУРОВНЯ ЭЛЕКТРОНАМИ



НЕКОТОРЫЕ СВОЙСТВА ПЕРЕХОДНЫХ МЕТАЛЛОВ ЧЕТВЕРТОГО ПЕРИОДА

Элемент	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Порядковый номер	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Конфигурация валентных электронов	$3d^1 4s^2$	$3d^2 4s^2$	$3d^3 4s^2$	$3d^5 4s^1$	$3d^5 4s^2$	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$	$3d^{10} 4s^2$
Характерные степени окисления	0, +3	0, +2, +3, +4	0, +2, +3, +4, +5	0, +2, +3, +6	0, +2, +3, +4, +6, +7	0, +2, +3, +6	0, +2, +3	0, +2	0, +1, +2	0, +2
Температура плавления, $t^\circ\text{C}$	1541	1668	1900	1845	1245	1539	1492	1455	1083	420

Основные представители переходных металлов

Элемент	Символ	Атомный номер	Электронная конфигурация			
Скандий	Sc	21	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^1$	$4s^2$
Титан	Ti	22	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^2$	$4s^2$
Ванадий	V	23	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^3$	$4s^2$
Хром	Cr	24	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^5$	$4s^1$
Марганец	Mn	25	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^5$	$4s^2$
Железо	Fe	26	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^6$	$4s^2$
Кобальт	Co	27	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^7$	$4s^2$
Никель	Ni	28	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^8$	$4s^2$
Медь	Cu	29	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^1$
Цинк	Zn	30	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2$

Отмечены элементы, у которых наблюдается «провал электрона»

↑
(внутренняя застройка d -подоболочки)

↑
(внешняя оболочка)

Степени окисления, характерные для переходных элементов (металлов)

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	
	+4	+4	+4	+4	+4	+4	+4		
	+5	+5	+5	+5	+5	+5			
			+6	+6	+6				
				+7					

Пирометаллургия

Получение металлов из руд их восстановлением.

Восстановители:



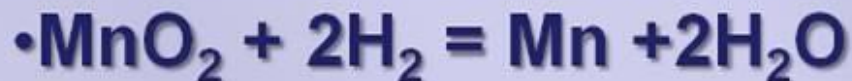
Углерод
(кокс)



Оксид
углерода (II)



Водород

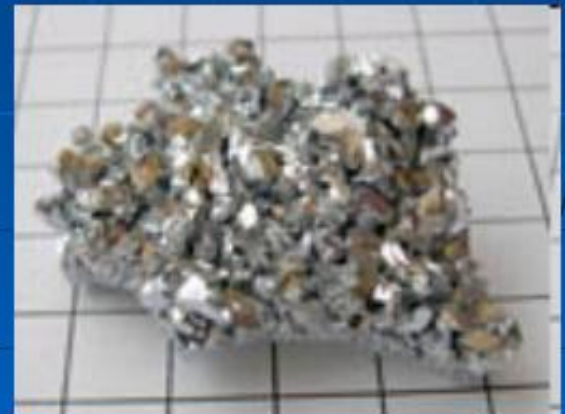


Более
активные Me



Хром

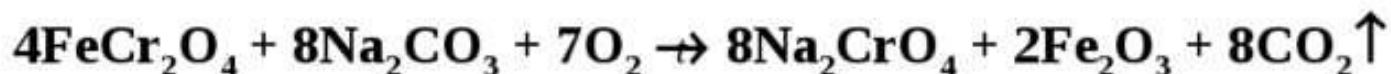
- Элемент N 24. Один из самых твердых металлов. Обладает высокой химической стойкостью. Один из важнейших металлов, используемых в производстве легированных сталей. Большинство соединений хрома имеет яркую окраску, причем самых разных цветов. За эту особенность элемент и был назван хромом, что в переводе с греческого означает "краска".



Получение хрома

Получение металлического хрома из природного хромистого железняка осуществляют в несколько стадий.

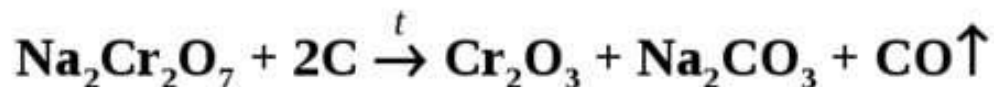
Первая стадия – **окислительное плавление** хромита в щелочной среде.



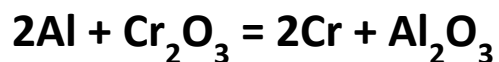
Вторая стадия – **растворение полученного спека** в кислой среде. При этом происходит перевод хромата в дихромат, а железо в форме частично гидратированного оксида остается в осадке.



Третья стадия – **восстановление** хрома (VI) до хрома (III) (до Cr_2O_3).



Четвертая стадия – **алюмотермическое восстановление** хрома из его оксида (III)



Хром. Основная характеристика.

Cr $(+24)$ $\left(\begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array} \right) \left(\begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array} \right) \left(\begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array} \right) \left(\begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array} \right)$
 $2 \quad 8 \quad 13 \quad 1$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^5 4s^1}$
валентные электроны

Степень окисления хрома	+2	+3	+6
Оксид	CrO	Cr₂O₃	CrO₃
Гидроксид	Cr(OH)₂	Cr(OH)₃	H₂CrO₄ H₂Cr₂O₇
Характер гидроксида	оснóвный	амфотерный	кислотный

КИСЛОТНЫЕ СВОЙСТВА ВОЗРАСТАЮТ

ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ВОЗРАСТАЮТ

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО

Температура плавления
1845 °C

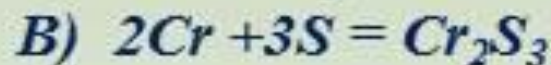
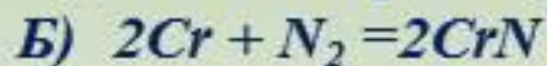
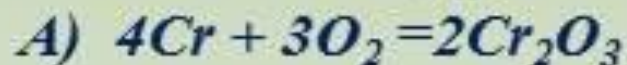
$\rho = 7,19 \text{ г/см}^3$

ПЕРЕХОД ХРОМАТА В ДИХРОМАТ

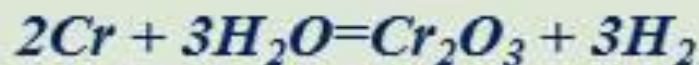
● - Cr ● - O ● - H

Химические свойства хрома

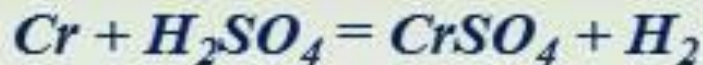
1. Реагирует с неметаллами (при нагревании)



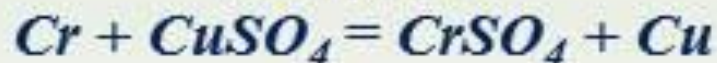
2. Реагирует с парами воды (в раскаленном состоянии)



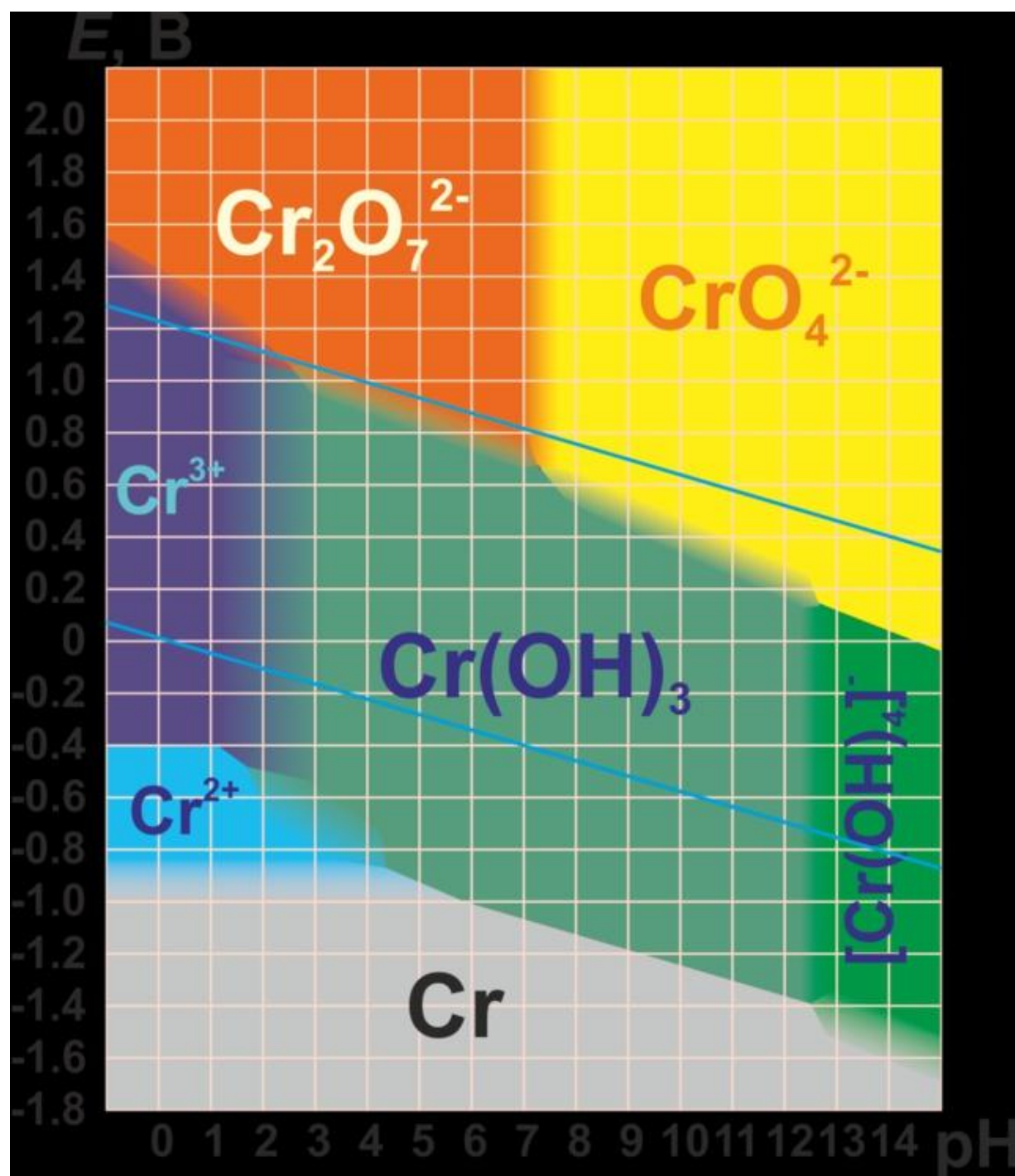
3. Реагирует с кислотами



4. Реагирует с солями менее активных металлов



- **Запомни!**
Все
соединен
ия хро
ма
окраше
ны
!



Соединения хрома (II)



Оксид хрома (II) – кристаллы черного цвета, имеет **основный характер**

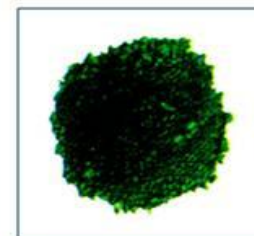
При осторожном нагревании гидроксида хрома (II) в отсутствии кислорода получают оксид хрома (II). Составьте уравнение реакции.



При более высоких температурах оксид хрома (II) диспропорционирует:



Оксид хрома(III) Cr_2O_3



- ♦ Cr_2O_3 - пигмент (зелен.), амфотерн.

Получение:

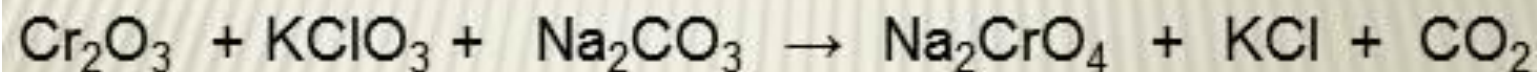
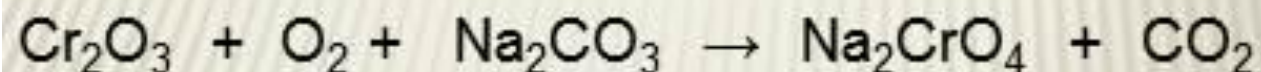
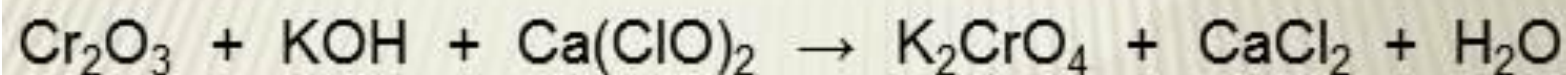
- ♦ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- ♦ $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$

Сплавление:

- ♦ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow,$
- ♦ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCrO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow,$
- ♦ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{KHSO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}.$

В водных растворах щелочей порошкообразный хром, его амфотерные оксид и гидроксид образуют комплексы тетрагидроксохромиты.

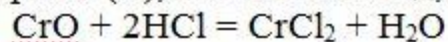
В окислительно-восстановительных реакциях оксид хрома (III) ведет себя как восстановитель:



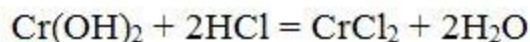
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные
Расставьте коэффициенты.

Химические свойства оксидов хрома (II) и (III)

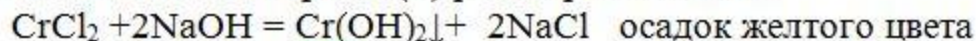
CrO – оксид хрома (II), основной оксид, реагирует только с кислотами:



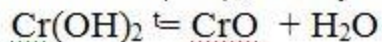
Cr(OH)₂ – гидроксид хрома (II), проявляет только основные свойства, реагирует только с кислотами:



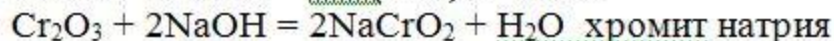
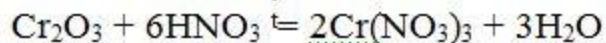
Получают действием на соли хрома (II) раствором щелочи:



При прокаливании Cr(OH)₂ в отсутствие кислорода образуется CrO:



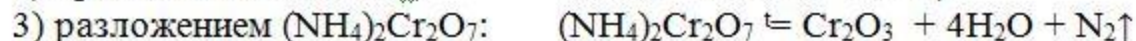
Cr₂O₃ – оксид хрома (III), порошок зеленого цвета, не растворим в воде, амфотерный оксид, реагирует и с кислотами, и с основаниями:



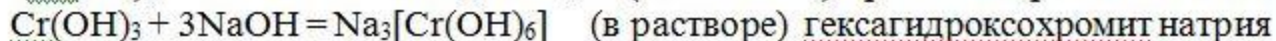
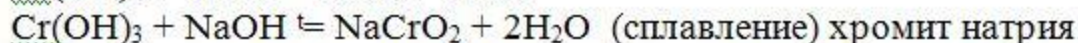
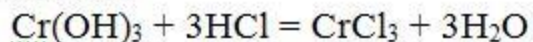
При сплавлении со щелочами в присутствии кислорода Cr₂O₃ окисляется до хроматов:



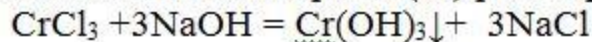
Получают:



Cr(OH)₃ – гидроксид хрома (III), проявляет амфотерные свойства, реагирует и с кислотами и с основаниями:



Получают действием на соли хрома (III) раствором щелочи:

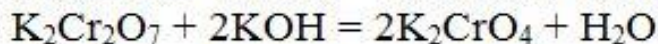
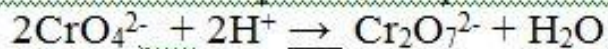


Химические свойства хрома (VI)

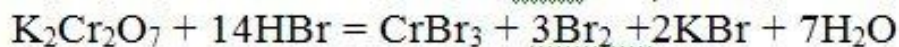
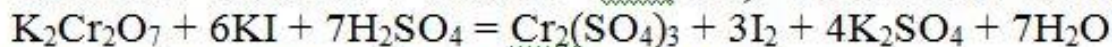
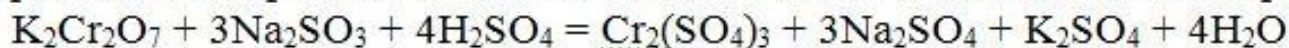
CrO_3 – оксид хрома (VI), ангидрид хромовой H_2CrO_4 и дихромовой $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислот, представляет собой ярко-красные кристаллы, растворимые в воде, кислотный оксид, реагирует со щелочами с образованием желтых хроматов.

1. С водой:
 $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$ хромовая кислота
 $2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дихромовая кислота
2. Со щелочами:
 $\text{CrO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ хромат натрия
3. С основными оксидами: $\text{CrO}_3 + \text{CaO} = \text{CaCrO}_4$

Кислоты хромовая H_2CrO_4 и дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ существуют только в водных растворах, им соответствуют соли – хроматы и дихроматы. В кислой среде ион CrO_4^{2-} превращается в ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, в щелочной реакция протекает в обратном направлении:



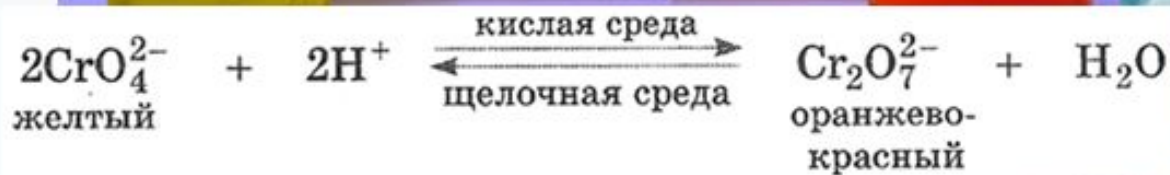
Хроматы и дихроматы являются сильными окислителями в кислой среде:



Раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в концентрированной H_2SO_4 называется хромовой смесью и используется в лабораторной практике для мытья посуды.

Запомнить!!!!

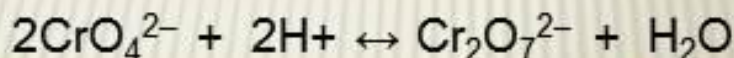
Химическое равновесие между хромат и дихромат-ионами



СОЛИ



хроматы – соли хромовой кислоты устойчивы в щелочной среде, при подкислении переходят в оранжевые **дихроматы**, соли двуххромовой кислоты. Реакция обратима, поэтому при добавлении щелочи желтая окраска хромата восстанавливается.



хроматы

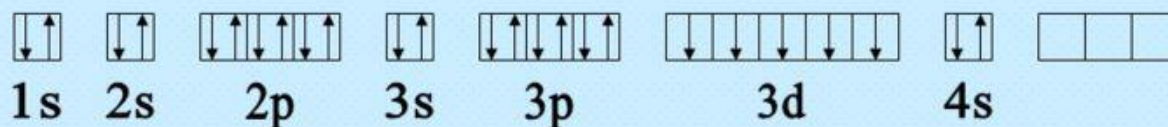
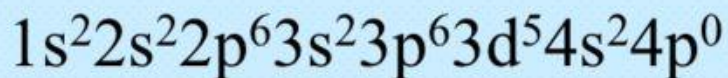
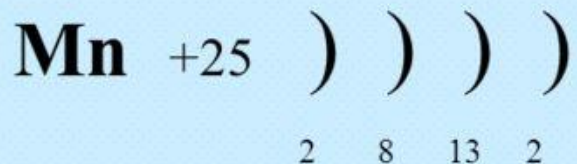
H^+

дихроматы

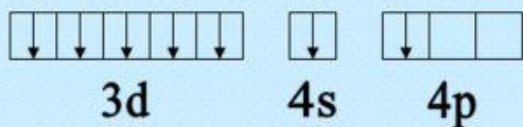
OH^-



Строение атома марганца:



нормальное состояние атома



возбужденное состояние атома



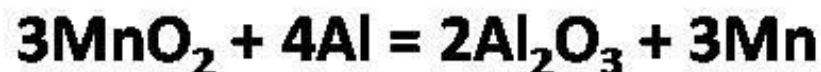
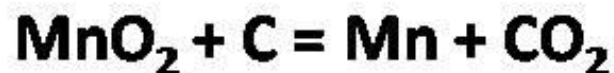
25

Mn

МАРГАНЕЦ

54,9380

- Марганец получают восстановлением в электропечах углеродом или алюмотермическим способом:



- Марганец - серебристо-белый металл, устойчивый на воздухе, т.к. покрыт плотной оксидной пленкой. $T_{\text{пл.}} = 1200^\circ\text{C}$, плотность $7,2\text{г/см}^3$.

Оксиды и гидроксиды марганца

Mn (II)	Mn (III)	Mn (IV)	Mn (VI)	Mn (VII)
---------	----------	---------	---------	----------

Оксиды:

MnO Основной (серо-зел. крист., н.)	Mn₂O₃ Основной (бурые крист., н.)	MnO₂ Амфотерны й (черн. крист., н.)	MnO₃ Кислотный (неполучен)	Mn₂O₇ Кислотный (зел.-чер. масл., ж., р.)
---	---	--	--	---

Гидроксиды:

Mn(OH)₂ (нерастворим ое основание белого цв.)	Mn(OH)₃ (нерастворим ое основание темно- коричн. цв.)	Mn(OH)₄ (амфотерный гидроксид бурого цв.)	H₂MnO₄ (неустойчивая кислота)	HMnO₄ (сильная кислота. Устойчив только в растворах)
				

Усиление кислотных свойств

Усиление окислительных свойств

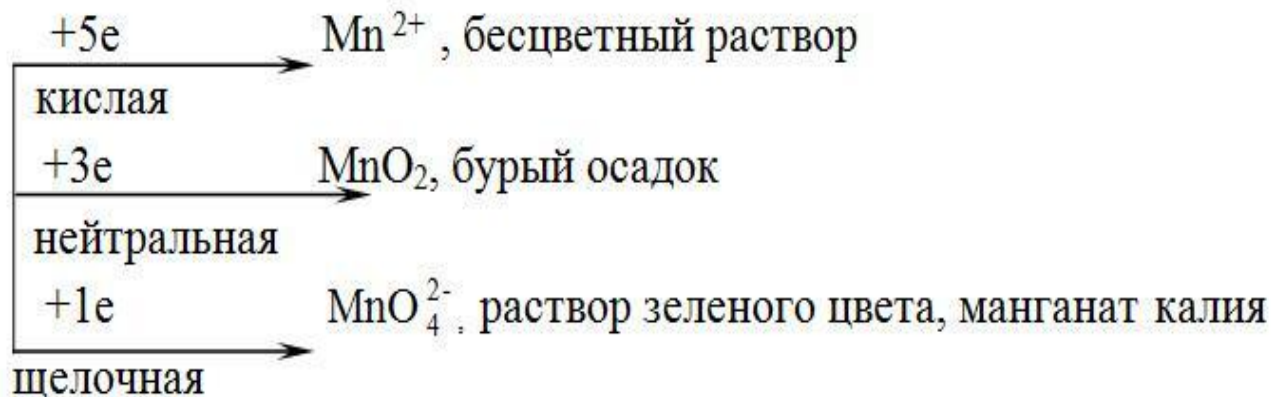
**Соединения
марганца (VII) -
сильные
окислители!**



окисленная
форма

восстановленная
форма

MnO_4^-
перманганат
калия



Железо Fe

самый распространенный металл на
Земле после алюминия
(4,2% всей массы земной коры)

Важнейшие руды:

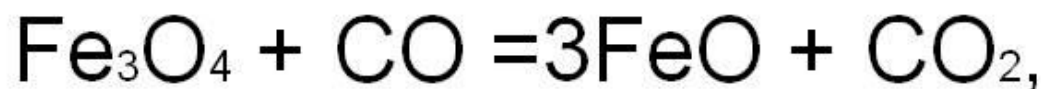
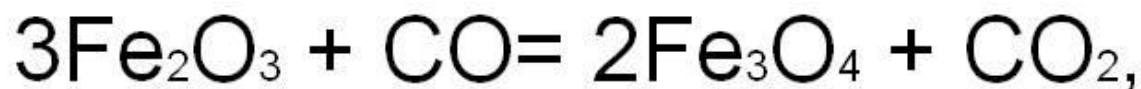
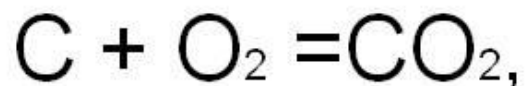
- Магнитный железняк Fe_3O_4
- Красный железняк Fe_2O_3
- Бурый железняк $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- Железный колчедан FeS_2



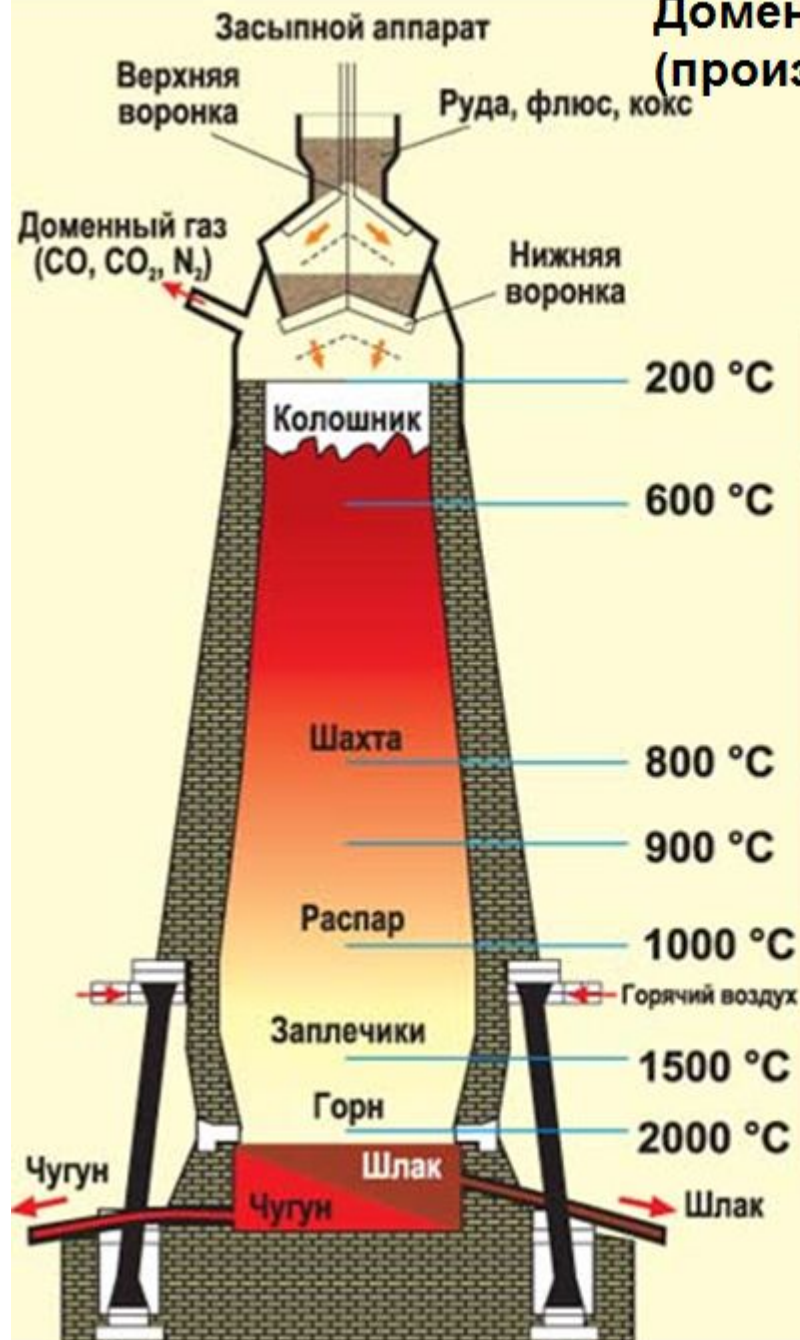
Железный колчедан FeS_2

Получение железа

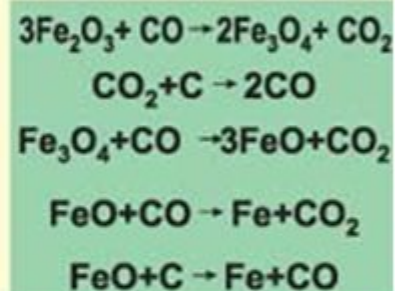
В промышленности железо получают восстановлением его из железных руд углеродом (коксом) и оксидом углерода (II) в доменных печах. Химизм доменного процесса следующий:



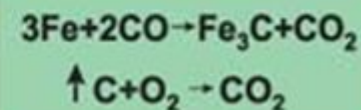
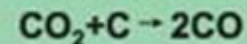
Доменный процесс (производство чугуна)



НАГРЕВАНИЕ ШИХТЫ.
НАЧАЛО ВОССТАНОВЛЕНИЯ
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{CO}} \text{Fe}_3\text{O}_4 \xrightarrow{\text{CO}} \text{FeO}$



ШЛАКООБРАЗОВАНИЕ
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$



ЖЕЛЕЗО. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Fe

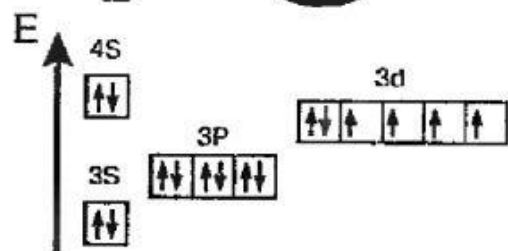
d - элемент VIII группы, Ar (Fe) = 56, (26_1^1p 30_0^1n) $26\bar{e}$

+26 $\left. \begin{array}{c} \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \\ 2\bar{e} \quad 8\bar{e} \quad 14\bar{e} \quad 2\bar{e} \end{array} \right\}$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

+2, +3, ~~+8~~

Металл средней активности -
восстановитель

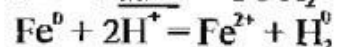
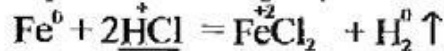


Железо реагирует

без нагревания

1) с кислородом во влажном воздухе - образование ржавчины
 $Fe + O_2 + H_2O \rightarrow Fe_2O_3 \cdot nH_2O$

2) с разб. HCl и H_2SO_4



с HNO_3 и H_2SO_4 (конц.) не реагирует

3) с солями



при нагревании

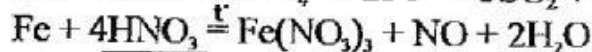
1) с кислородом $3Fe^0 + 2O_2 \xrightarrow{t} Fe_3O_4 \cdot FeO$

2) с хлором $2Fe^0 + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2FeCl_3$

3) с серой $Fe^0 + S \xrightarrow{t} FeS$

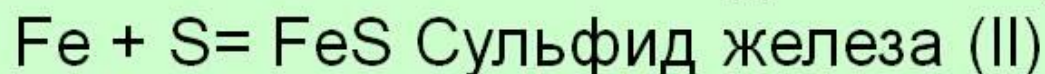
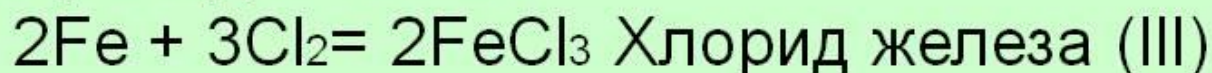
4) с водой $3Fe^0 + 4H_2O \xrightarrow{t} Fe_3O_4 \cdot FeO + 4H_2 \uparrow$

5) с H_2SO_4 (к), HNO_3 (к)

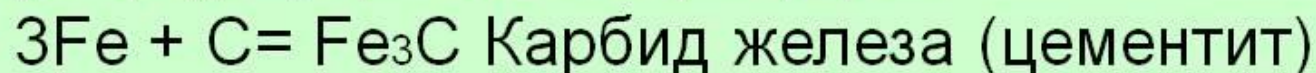


Химические свойства.

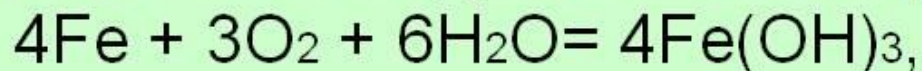
В реакциях железо является восстановителем. Однако при обычной температуре оно не взаимодействует даже с самыми активными окислителями (галогенами, кислородом, серой), но при нагревании становится активным и реагирует с ними



При очень высокой температуре железо реагирует с углеродом, кремнием и фосфором

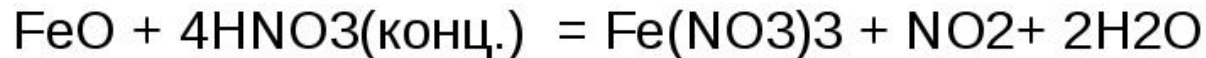
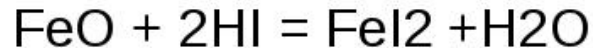


Во влажном воздухе железо быстро окисляется (корродирует)

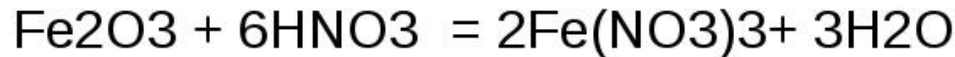


Свойства оксидов железа

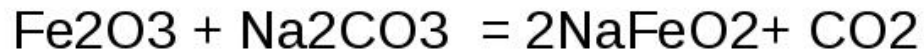
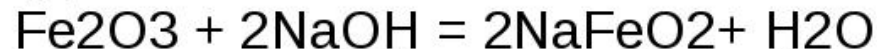
Оксид железа (II) FeO обладает основными и восстановительными свойствами.



Оксид железа (III) обладает слабоамфотерными свойствами:



С растворами щелочей он не взаимодействует. При сплавлении со щелочами и карбонатами щелочных металлов образуются ферриты:



Для него характерны также окислительные свойства:



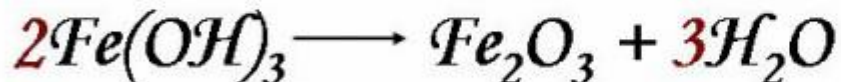
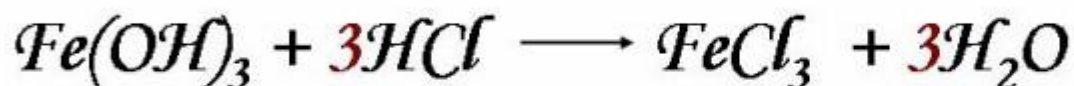
(реакция обмена невозможна, так как Fe⁺³ – окислитель, I⁻¹ – восстановитель; по той же причине FeI₃ – не существует).



Гидроксид железа (III) - $Fe(OH)_3$

► Химические свойства гидроксида железа (III).

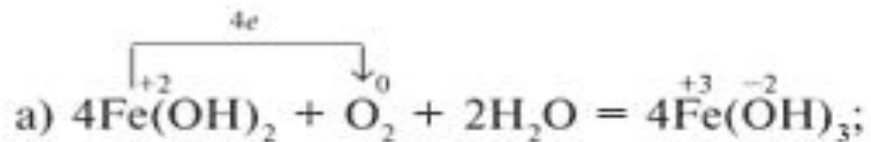
Как основание взаимодействует с сильными кислотами с образованием солей; проявляя слабые кислотные свойства растворяется в горячих концентрированных растворах щелочей с образованием гидроксокомплексов:



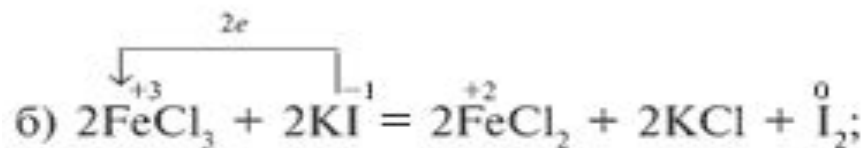
► Для соединений железа (III), особенно для солей, характерны окислительные свойства:



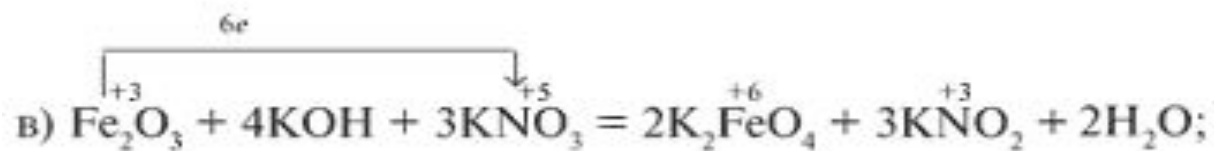
Еще некоторые важные реакции



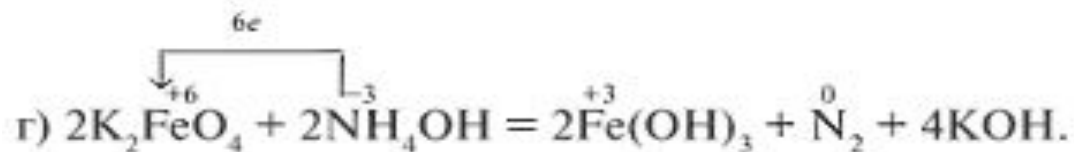
- **Бурение на воздухе**



- **Окисление йодид-иона**



- **Окисление до Fe +6**



- **Восстановление Fe +6**

Задания 37

1. Порошок железа растворили в избытке разбавленного раствора соляной кислоты, при этом наблюдали выделение газа. В полученный раствор по каплям добавляли едкий натр, что привело к образованию осадка белого цвета. Осадок отфильтровали и оставили на некоторое время на воздухе, при этом наблюдали изменение цвета на бурый. Затем к полученному веществу добавили избыток раствора йодоводородной кислоты.
2. Через железную стружку пропустили горячий пар. К полученной железной окалине добавили концентрированную азотную кислоту. В образовавшийся раствор добавили медную трубку, при этом масса трубки уменьшилась, а раствор окрасился в синий цвет. Полученную соль железа выделили и прокалили на воздухе.
3. Железную пластинку растворили в избытке разбавленного раствора серной кислоты. Полученную соль осторожно выпарили, высушили и прокалили на воздухе. К полученному коричневому веществу добавили порошок железа и нагрели. После окончания реакции к веществу добавили концентрированную серную кислоту.
4. Железо сожгли в хлоре. Полученное кристаллическое вещество растворили в воде, и к раствору добавили йодид калия, при этом наблюдали образование осадка серого цвета. Осадок отфильтровали и отделили, а к образовавшемуся раствору добавили сернокислый перманганат калия. После окончания реакции в раствор погрузили цинковую пластину, и цвет пластины, как и раствора изменился.
5. Железо нагрели с серой без доступа кислорода, а затем полученное кристаллическое вещество сожгли в избытке кислорода. Твердый остаток растворили в избытке раствора соляной кислоты. К полученному раствору добавили раствор гидроксида цезия, при этом выпадал осадок бурого цвета. Осадок отфильтровали, просушили и прокалили.

1. Хромовые стружки растворили в разбавленной соляной кислоте. Полученную соль выпарили, просушили и нагрели в атмосфере хлора. Образовавшееся кристаллическое вещество растворили в воде и через раствор пропустили газообразный аммиак, при этом наблюдали образование серо-зеленого осадка. При добавлении избытка раствора едкого кали осадок полностью растворяется.
2. При нагревании вещества оранжевого цвета наблюдается самопроизвольная реакция разложения, при которой выделяется газ, входящий в состав воздуха и вещество серо-зеленого цвета. Это вещество сплавляли с карбонатом калия и полученную соль растворили в воде. При пропускании сернистого газа вновь наблюдали выпадение осадка серо-зеленого цвета.
3. Калиевую соль оранжевого цвета прокалили, при этом образовалась смесь солей и газ, поддерживающий горение. Смесь растворили в воде, а к нерастворившемуся остатку добавили щелочной раствор гипобромита натрия. Затем к полученному раствору желтого цвета добавили избыток раствора серной кислоты, и раствор изменил цвет на оранжевый. К данному раствору добавили порошок хрома и опять наблюдали изменение цвета раствора.
4. К раствору бихромата натрия добавили серноокислый раствор сульфида калия. К полученному раствору добавляли по каплям раствор едкого натра, при этом наблюдали образование цветного осадка. Осадок отфильтровали, просушили и сплавляли с гидроксидом рубидия. Образовавшееся кристаллическое вещество растворили в воде.
5. Калиевую соль желтого цвета растворили в воде и к полученному раствору добавили серную кислоту. Когда раствор изменил свой цвет, к нему добавили перекись водорода, при этом наблюдали выделение газа, поддерживающего горение. К полученному раствору добавили раствор сульфита калия, в результате выделялся газ с резким запахом и образовывался осадок. Этот осадок отделили и прокалили.

1. Порошок марганца добавили к разбавленному раствору серной кислоты и наблюдали полное растворение металла. К полученному прозрачному раствору добавили марганцовую кислоту. Полученный осадок бурого цвета отфильтровали, затем к нему добавили едкий кали в избытке кислорода. К образовавшемуся зеленому раствору добавили сульфит натрия, при этом опять наблюдали образование бурого осадка.
2. Марганец нагрели с серой до образования кристаллического вещества красно-коричневого цвета. Это вещество сожгли, а твердый остаток растворили в бромоводородной кислоте. К полученному раствору добавили алюминиевую пластинку, предварительно очищенную от оксидной пленки.
3. Перманганат калия подвергли разложению при высокой температуре. Твердый остаток растворили в воде, а нерастворившееся вещество бурого цвета отделили и к нему добавили концентрированную соляную кислоту, при этом наблюдали выделение ядовитого газа зеленого цвета. К полученному раствору добавили едкий натр, а образовавшийся осадок отделили, высушили и прокалили.
4. Сухой перманганат калия растворили в воде, затем к фиолетовому раствору добавили щелочной раствор нитрита натрия, и цвет раствора изменился. Раствор в течение длительного времени нагревали, и в результате он приобрел фиолетовую окраску и образовался бурый осадок. Осадок отделили, к нему добавили раствор едкого кали и затем пропустили газообразный фтор на холоду. В результате окраска раствора вновь стала фиолетовой. К полученному нейтральному раствору добавили йодид калия и наблюдали образование осадка.
5. Стружки марганца сожгли, полученное вещество черного цвета растворили в очень разбавленном растворе азотной кислоты. Образовавшуюся соль выпарили и прокалили и вновь получили вещество черного цвета. Это вещество сплавляли с алюминием, в результате наблюдали бурный химический процесс.

Задания 39 - хром

1. Навеску хрома массой 12,3 г растворили в 365 г 2,5% раствора соляной кислоты. К полученному раствору добавили 45,45 мл (плотность 1,1 г/мл) раствора гидроксида натрия, при этом вся щелочь прореагировала полностью. Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе. (Ответ: 20%).
2. Оксида хрома массой 30,4 (III) сплавил с 10,6 г карбоната натрия. Весь плав растворили в 10 % растворе соляной кислоты. Определите массовые доли солей в полученном растворе, если известно, что соляная кислота полностью прореагировала. (Ответ: соль хрома – 11, 58%, соль натрия – 2,14%).
3. Хром массой 7,8 г сожгли в избытке хлора. Затем к полученной смеси добавили 720 г гидроксида натрия с массовой долей 20%. Определите массу 20% раствора серной кислоты, которая потребуется для реакции с данным раствором, если известно, что при этом получают только средние соли. (Ответ: 330,75г).
4. Хромовую стружку массой 13 г полностью растворили в 100 г 98% раствора серной кислоты при нагревании. Полученную соль выпарили и выделили количественно, а затем добавили к 390 г 10% раствора сульфида натрия. Определите массовые доли веществ в полученном растворе. (Ответ: 2,2% и 12,1%).
5. Смесь хлоридов хрома (II) и (III) с массовой долей первой соли 28% может прореагировать полностью с 544 г раствора аммиака с массовой долей 2,5 %. Определите максимальный объем 11% раствора гидроксида натрия (плотность 1,1 г/мл), который может прореагировать с полученной смесью оснований. (Ответ: 198,35мл).

Задания 39 - марганец

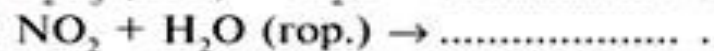
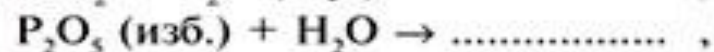
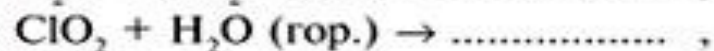
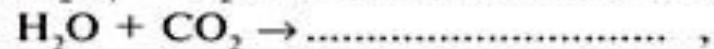
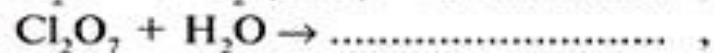
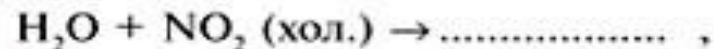
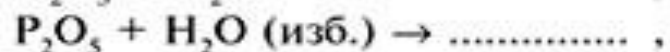
1. Диоксид марганца массой 8,7 г растворили в 219 г соляной кислоты массовой долей 5%. Выделившийся газ собрали и поглотили эквимольным количеством 15% сульфита калия. Определите массовые доли веществ в растворе после окончания реакции. (Ответ: 15,48% и 6,5%).
2. К раствору серной кислоты массой 490 г добавили 15,8 г перманганата калия и 99,6 г йодида калия. Полученный раствор нейтрализовали карбонатом калия массой 13,8 г. Определите массовую долю серной кислоты в исходном растворе. (Ответ 10%).
3. Алюминиевую пластинку погрузили в 378 г раствора хлорида марганца (II). Через некоторое время пластинку вынули и опустили в 245 г 20% раствора серной кислоты, при этом образовалось 39,75 г средних солей. Избыток серной кислоты нейтрализовали 160 г 10% раствора гидроксида натрия. Определите массовую долю хлорида марганца (II) в исходном растворе. (Ответ: 10%).
4. Навеску порошка перманганата калия массой 31,6 г добавили к 316 г раствора сульфита калия с массовой долей соли 20%. Полученный раствор нагрели и наблюдали изменение фиолетовой окраски. Определите массовые доли солей в полученном растворе (потерями воды при нагревании пренебречь). (Ответ: 4,78% и 15,81%).
5. Смесь марганца и алюминия при взаимодействии с раствором щелочи дает 6,72 л газа. Эта же смесь может прореагировать с разбавленным раствором серной кислоты, при этом выделяется 8,96 л газа. Определите массовые доли металлов в исходной смеси. (Ответ: 50,46% и 49,54% соответственно.)

Задания 39 – железо.

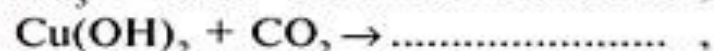
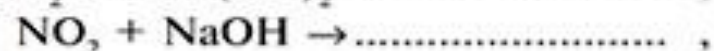
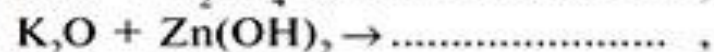
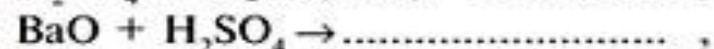
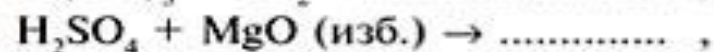
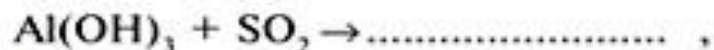
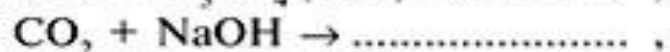
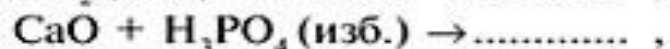
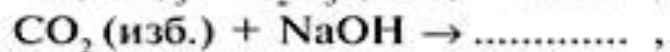
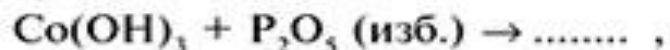
1. Через 20 г железной руды пропустили водяной пар. Полученное вещество прореагировало с 80% раствором серной кислоты с выходом 80%. Затем к полученному раствору добавили карбонат натрия, при этом выделился газ массой 19,8 г. Определите содержание чистого железа в руде. (Ответ: 84%).
2. Навеску железа массой 5,6 г сожгли в 4,48 л чистого хлора. Полученное кристаллическое вещество растворили в 498 г раствора йодида калия с массовой долей соли 10%, при этом наблюдали образование осадка серого цвета. Определите массовые доли солей в полученном растворе. (Ответ: 2,53%; 1,49%; 6,62%).
3. Смесь порошков железа и цинка с массовой долей железа 56% может прореагировать максимально с 200 г раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 4%. Определите объем раствора 10% серной кислоты, который потребуется для полного растворения исходной смеси металлов, если плотность раствора кислоты равна 1,12 г/мл. (ответ 218,75 мл).
4. Чугун массой 7,39 г, состоящий из сплава железа, углерода и примеси никеля, может прореагировать с 15 мл 96%-ного раствора концентрированной серной кислоты (плотность 1,45 г/мл) или с 10%-ным раствором соляной кислоты массой 80,3г. Определите содержание компонентов чугуна в массовых долях% (75,78% , 16,24% и т. д.)
5. Железную пластинку массой 20 г опустили в 10% -ный раствор сульфата двухвалентного металла массой 461,1г. После некоторого выдерживания пластинку вынули, ее масса составила 20,6 г, а массовая доля полученной соли железа стала равна массовой доле сульфата неизвестного металла. Определите неизвестный металл.

Закончи уравнения возможных реакций

1)



2)



Дополнительно

Взаимодействие металлов с кислотами-окислителями

