

d-элементы

Автор: Юшковец Е.Н.

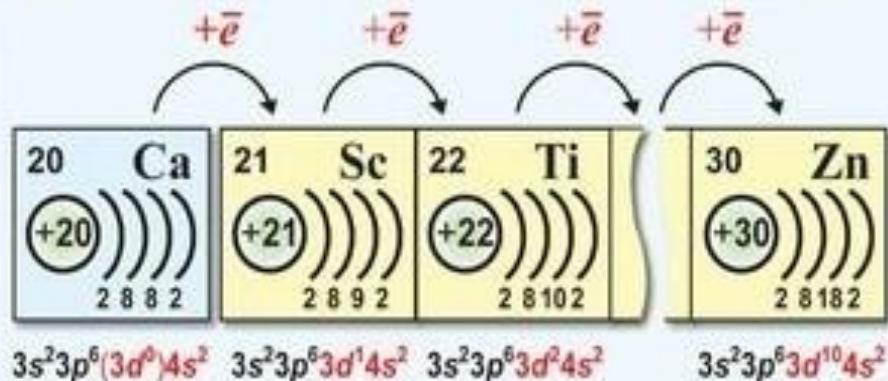
		I ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА						VII	VIII						
1	1	H ¹ 1,01 ВОДОРОД							(H)	He ² 4,00 ГЕЛИЙ					
		II	III	IV	V	VI									
2	2	Li ³ 6,94 ЛИТИЙ	Be ⁴ 9,01 БЕРИЛЛИЙ	B ⁵ 10,81 БОР	C ⁶ 12,01 УГЛЕРОД	N ⁷ 14,01 АЗОТ	O ⁸ 16,00 КИСЛОРОД	F ⁹ 19,00 ФТОР	Ne ¹⁰ 20,18 НЕОН						
3	3	Na ¹¹ 22,99 НАТРИЙ	Mg ¹² 24,31 МАГНИЙ	Al ¹³ 26,98 АЛЮМИНИЙ	Si ¹⁴ 28,09 КРЕМНИЙ	P ¹⁵ 30,97 ФОСФОР	S ¹⁶ 32,06 СЕРА	Cl ¹⁷ 35,45 ХЛОР	Ar ¹⁸ 39,95 АРГОН						
4	4	K ¹⁹ 39,10 КАЛИЙ	Ca ²⁰ 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc ²¹ 44,96 СКАНДИЙ	Ti ²² 47,88 ТИТАН	V ²³ 50,94 ВАНАДИЙ	Cr ²⁴ 52,00 ХРОМ	Mn ²⁵ 54,94 МАРГАНЕЦ	Fe ²⁶ 55,85 ЖЕЛЕЗО	Co ²⁷ 58,93 КОБАЛЬТ	Ni ²⁸ 58,70 НИКЕЛЬ				
	5	Cu ²⁹ 63,55 МЕДЬ	Zn ³⁰ 65,38 ЦИНК	Ga ³¹ 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge ³² 72,59 ГЕРМАНИЙ	As ³³ 74,92 МЫШЬЯК	Se ³⁴ 78,96 СЕЛЕН	Br ³⁵ 79,90 БРОМ	Kr ³⁶ 83,80 КРИПТОН						
5	6	Rb ³⁷ 85,47 РУБИДИЙ	Sr ³⁸ 87,62 СТРОНЦИЙ	Y ³⁹ 88,91 ИТТРИЙ	Zr ⁴⁰ 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb ⁴¹ 92,91 НИОБИЙ	Mo ⁴² 95,94 МОЛИБДЕН	Tc ⁴³ 98,91 ТЕХНЕЦИЙ	Ru ⁴⁴ 101,07 РУТЕНИЙ	Rh ⁴⁵ 102,91 РОДИЙ	Pd ⁴⁶ 106,42 ПАЛЛАДИЙ				
	7	Ag ⁴⁷ 107,87 СЕРЕБРО	Cd ⁴⁸ 112,41 КАДМИЙ	In ⁴⁹ 114,82 ИНДИЙ	Sn ⁵⁰ 118,69 ОЛОВО	Sb ⁵¹ 121,75 СУРЬМА	Te ⁵² 127,60 ТЕЛЛУР	I ⁵³ 126,90 ИОД	Xe ⁵⁴ 131,30 КСЕНОН						
6	8	Cs ⁵⁵ 132,91 ЦЕЗИЙ	Ba ⁵⁶ 137,33 БАРИЙ	La ⁵⁷ 138,91 ЛАНТАН	Hf ⁷² 178,49 ГАФНИЙ	Ta ⁷³ 180,95 ТАНТАЛ	W ⁷⁴ 183,85 ВОЛЬФРАМ	Re ⁷⁵ 186,21 РЕНИЙ	Os ⁷⁶ 190,20 ОСМИЙ	Ir ⁷⁷ 192,22 ИРИДИЙ	Pt ⁷⁸ 195,09 ПЛАТИНА				
	9	Au ⁷⁹ 196,97 ЗОЛОТО	Hg ⁸⁰ 200,59 РТУТЬ	Tl ⁸¹ 204,37 ТАЛЛИЙ	Pb ⁸² 207,20 СВИНЕЦ	Bi ⁸³ 208,98 ВИСМУТ	Po ⁸⁴ [209] ПОЛОНИЙ	At ⁸⁵ [210] АСТАТ	Rn ⁸⁶ [222] РАДОН						
7	10	Fr ⁸⁷ [223] ФРАНЦИЙ	Ra ⁸⁸ 226,03 РАДИЙ	Ac ⁸⁹ [227] АКТИНИЙ	Ku ¹⁰⁴ [261] КУРЧАТОВИЙ	Ns ¹⁰⁵ [261] НИЛЬСБОРИЙ	Sg ¹⁰⁶ [263] СИБОРГИЙ	Bh ¹⁰⁷ [262] БОРИЙ	Hs ¹⁰⁸ [265] ХАССИЙ	Hs ¹⁰⁹ [266] МЕЙТНЕРИЙ					
* ЛАНТАНОИДЫ															
	58	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	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] НОВАБИЙ	(Lr) ^[256] ЛОУРЕНСИЙ

- s - элементы
- p - элементы
- d - элементы
- f - элементы

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	
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn
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 °C	1541	1668	1900	1845	1245	1539	1492	1455	1083	420

Основные представители переходных металлов

Элемент	Символ	Атомный номер	Электронная конфигурация			
			$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^x$	$4s^2$
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:



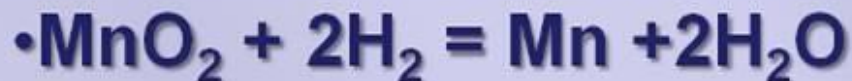
Углерод
(кокс)



Оксид
углерода (II)



Водород

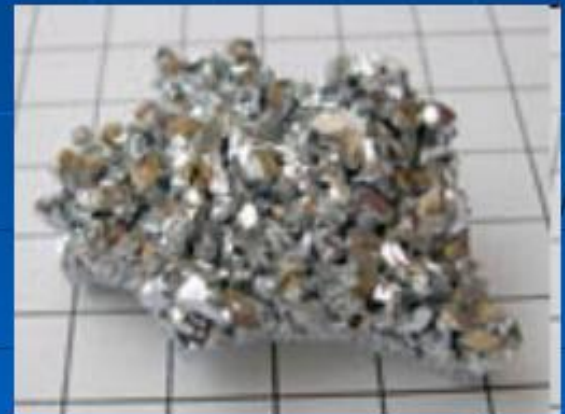


Более
активные Me



Хром

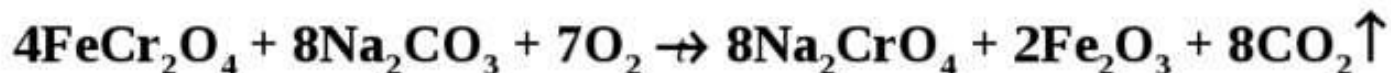
- Элемент N 24. Один из самых твердых металлов. Обладает высокой химической стойкостью. Один из важнейших металлов, используемых в производстве легированных сталей. Большинство соединений хрома имеет яркую окраску, причем самых разных цветов. За эту особенность элемент и был назван хромом, что в переводе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



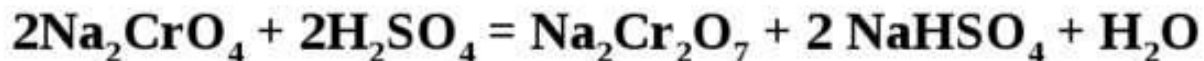
Получение хрома

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

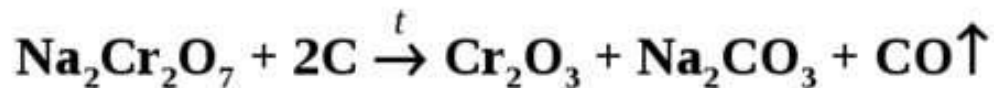
Первая стадия – **окислительное плавление** хромита в щелочной среде.



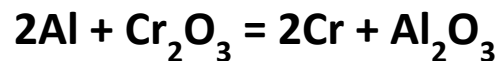
Вторая стадия – **растворение полученного спека** в кислой среде. При этом происходит перевод хромата в дихромат, а железо в форме частично гидратированного оксида остается в осадке.




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) 

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

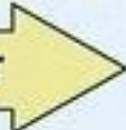
валентные электроны


ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО



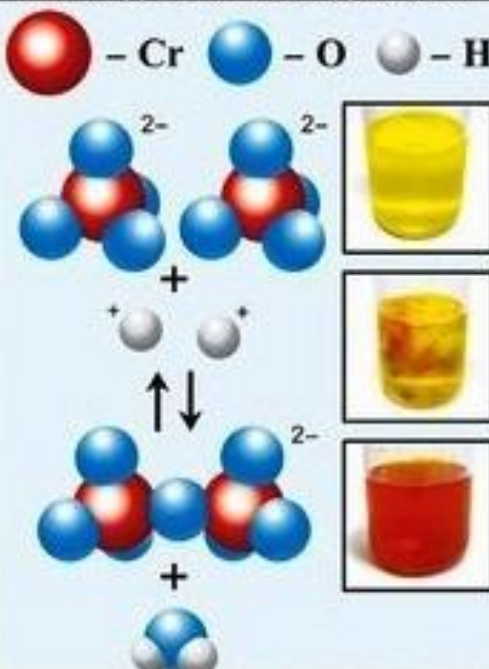
Температура плавления
1845 °C
 $\rho = 7,19 \text{ г/см}^3$

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

КИСЛОТНЫЕ СВОЙСТВА ВОЗРАСТАЮТ 

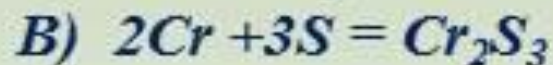
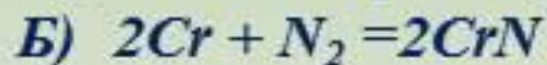
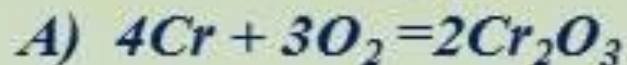
ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ВОЗРАСТАЮТ 

ПЕРЕХОД ХРОМАТА В ДИХРОМАТ

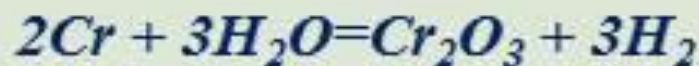


Химические свойства хрома

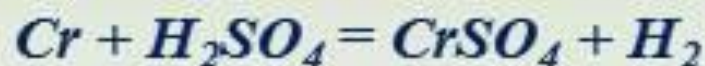
1. Реагирует с неметаллами (при нагревании)



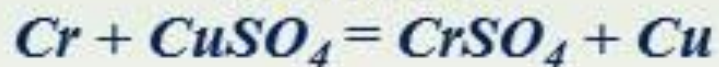
2. Реагирует с парами воды (в раскаленном состоянии)



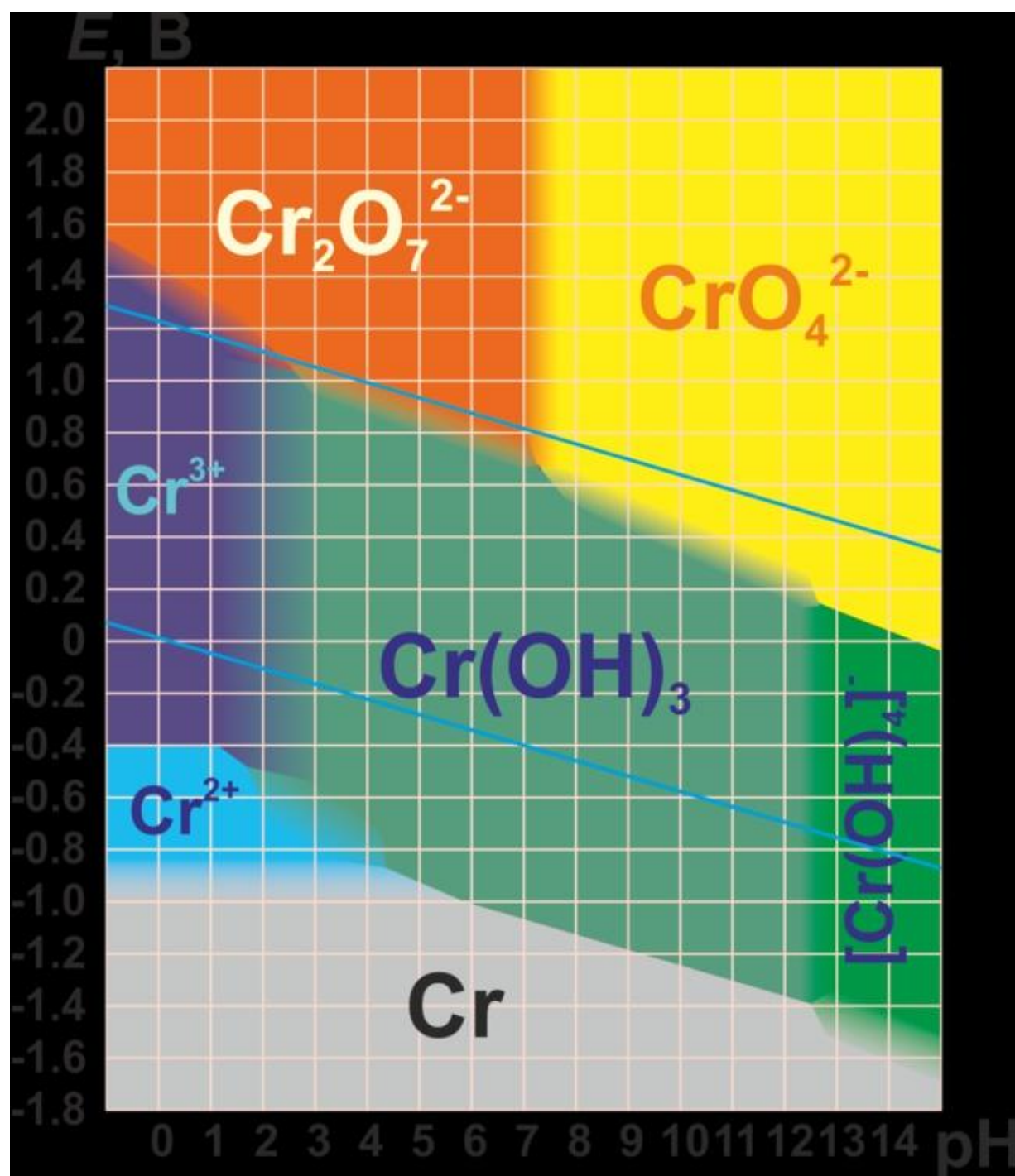
3. Реагирует с кислотами



4. Реагирует с солями менее активных металлов



- **Запомни!**
Все соединения хрома окрашены!



Соединения хрома (II)

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

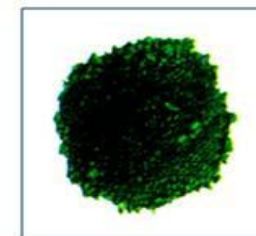
При осторожном нагревании гидроксида хрома (II) в отсутствие кислорода получают оксид хрома (II). Составьте уравнение реакции.



При более высоких температурах оксид хрома (II) диспропорционирует:



Оксид хрома(III) Cr_2O_3



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

Получение:

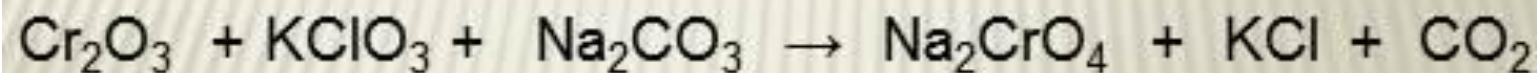
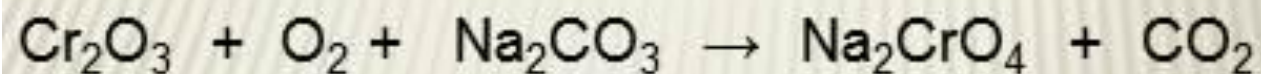
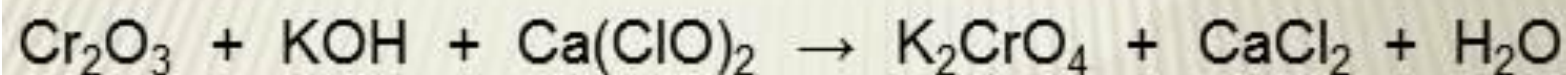
- ◆ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- ◆ $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$

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 тетрагидрохромиты.

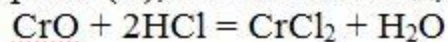
В окислительно-восстановительных реакциях оксид хрома (III) ведет себя как восстановитель:



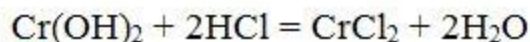
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные. Расставьте коэффициенты.

Химические свойства оксидов хрома (II) и (III)

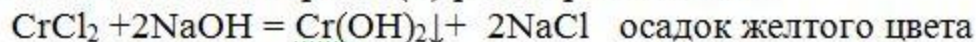
CrO – оксид хрома (II), основной оксид, реагирует только с кислотами:



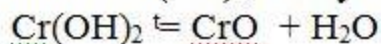
Cr(OH)₂ - гидроксид хрома (II), проявляет только основные свойства, реагирует только с кислотами:



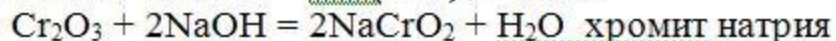
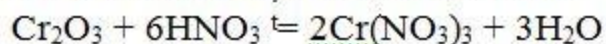
Получают действием на соли хрома (II) раствором щелочи:



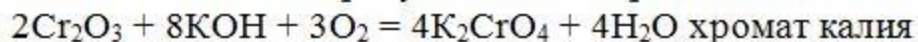
При прокаливании Cr(OH)₂ в отсутствие кислорода образуется CrO:



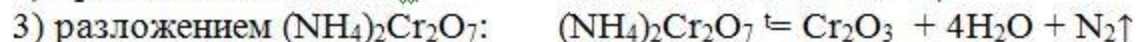
Cr₂O₃ - оксид хрома (III), порошок зеленого цвета, не растворим в воде, амфотерный оксид, реагирует и с кислотами, и с основаниями:



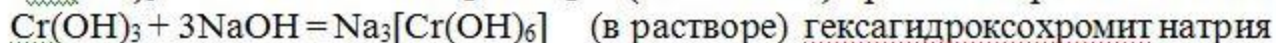
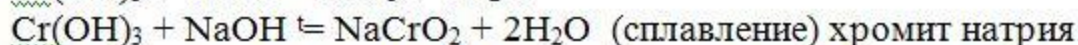
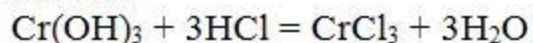
При сплавлении со щелочами в присутствии кислорода Cr₂O₃ окисляется до хроматов:



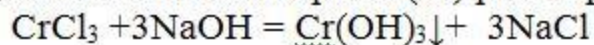
Получают:



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



Получают действием на соли хрома (III) раствором щелочи:

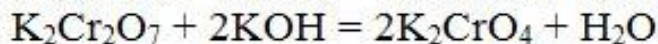
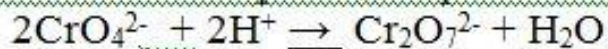


Химические свойства хрома (VI)

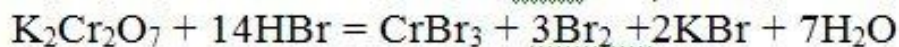
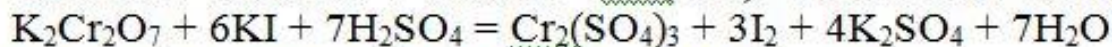
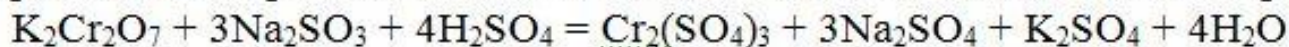
CrO_3 – оксид хрома (VI), ангидрид хромовой H_2CrO_4 и дихромовой $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислот, представляет собой ярко-красные кристаллы, растворимые в воде, кислотный оксид, реагирует со щелочами с образованием желтых хроматов.

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:



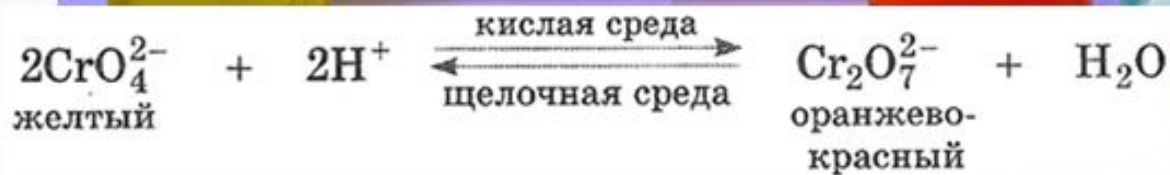
Хроматы и дихроматы являются сильными окислителями в кислой среде:



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!!!!

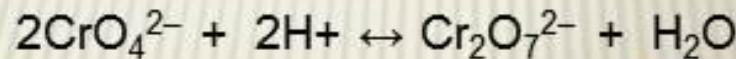
Химическое равновесие между хромат и дихромат-ионами



СОЛИ



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



хроматы

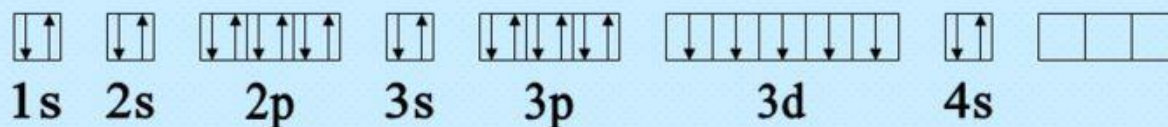
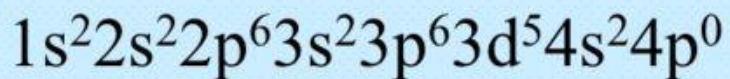
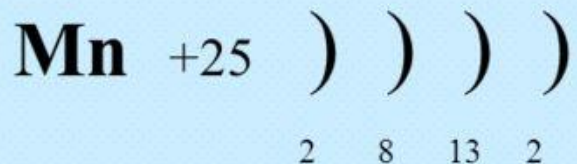
H^+

дихроматы

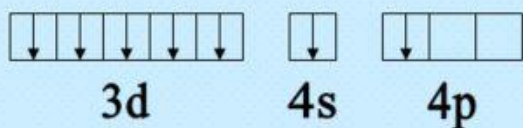
OH^-



Строение атома марганца:



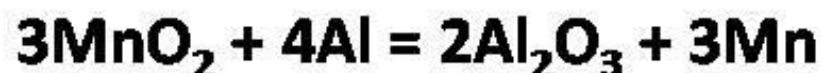
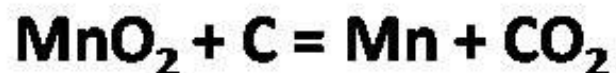
нормальное состояние атома



возбужденное состояние атома



- 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

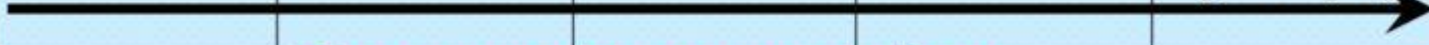
Mn (II)	Mn (III)	Mn (IV)	Mn (VI)	Mn (VII)
---------	----------	---------	---------	----------

Оксиды:

MnO Основной (серо-зел. крист., н.)	Mn_2O_3 Основной (бурые крист., н.)	MnO_2 Амфотерны й (черн. крист., н.)	MnO_3 Кислотный (неполучен)	Mn_2O_7 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.)	H_2MnO_4 (неустойчивая кислота)	$HMnO_4$ (сильная кислота. Устойчив только в растворах)
--	---	--	---	--



Усиление кислотных свойств

Усиление окислительных свойств

Соединения марганца (VII) - сильные окислители!



окисленная
форма

восстановленная
форма



Железо Fe

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

Важнейшие руды:

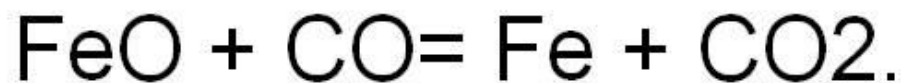
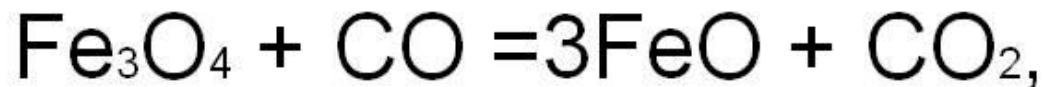
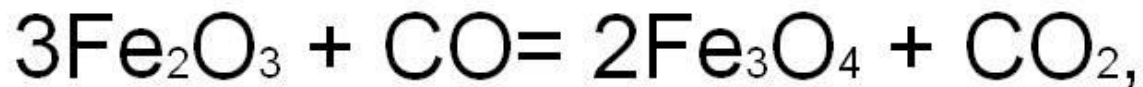
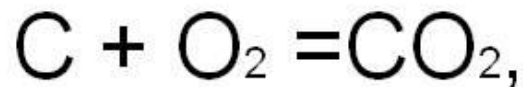
- Магнитный железняк Fe_3O_4
- Красный железняк Fe_2O_3
- Бурый железняк $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- Железный колчедан FeS_2



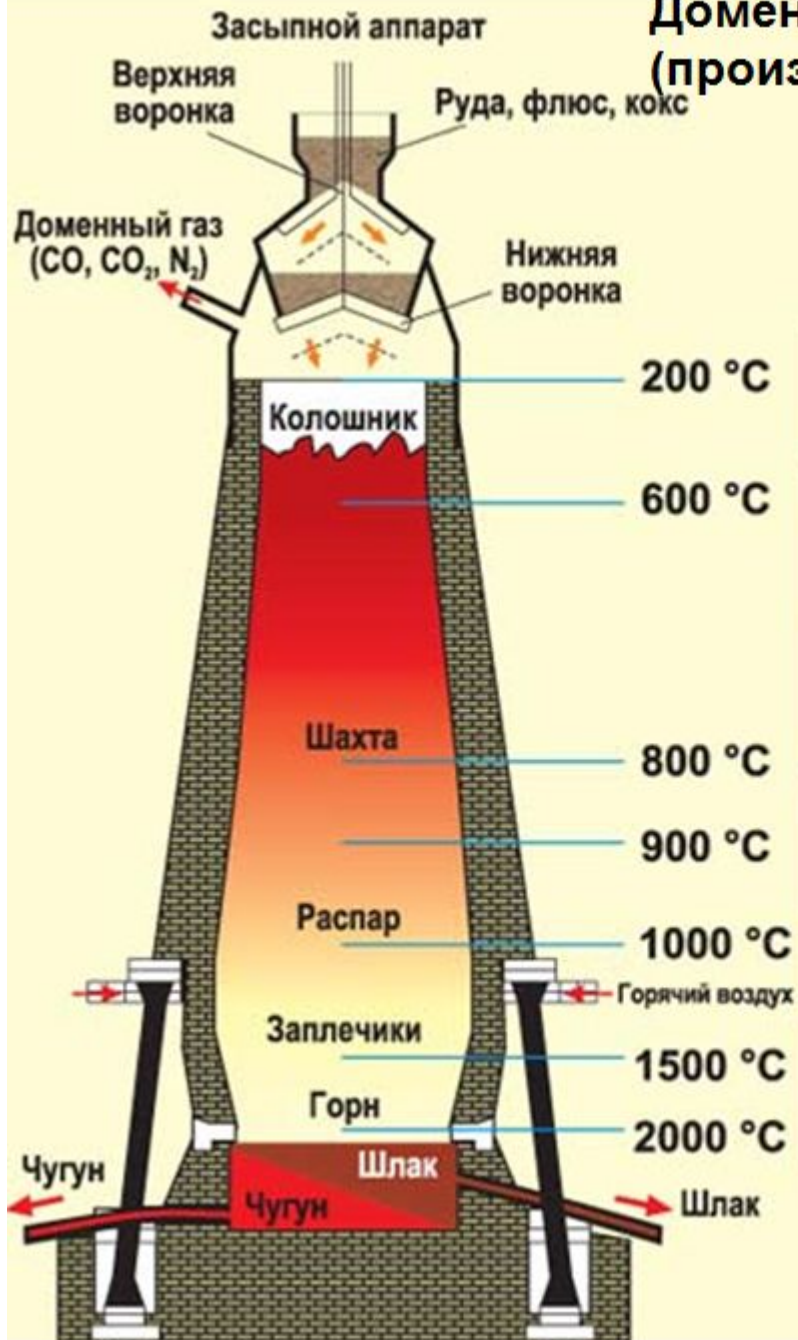
Железный колчедан FeS_2

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
 $Fe_2O_3 \xrightarrow{CO} Fe_3O_4 \xrightarrow{CO} FeO$

$3Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2$
 $CO_2 + C \rightarrow 2CO$
 $Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2$
 $FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$
 $FeO + C \rightarrow Fe + CO$

ШЛАКООБРАЗОВАНИЕ
 $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
 $CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$

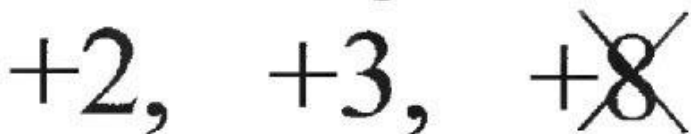
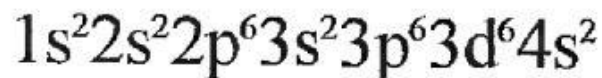
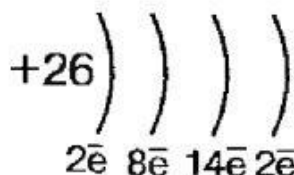
$CO_2 + C \rightarrow 2CO$

$3Fe + 2CO \rightarrow Fe_3C + CO_2$
 $\uparrow C + O_2 \rightarrow CO_2$

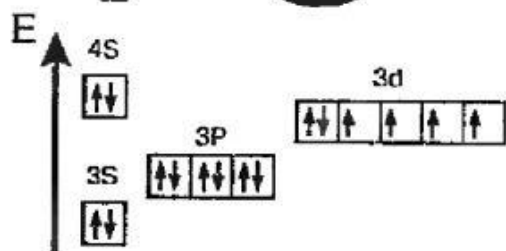
ЖЕЛЕЗО. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Fe

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



Металл средней активности -
восстановитель



Железо реагирует

без нагревания

- с кислородом во влажном воздухе - образование ржавчины

$$\text{Fe} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$$
- с разб. HCl и H₂SO₄

$$\text{Fe}^0 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$$

$$\text{Fe}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$$

с HNO₃ и H₂SO₄(конц.) не реагирует
- с солями

$$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} \downarrow + \text{FeSO}_4$$

$$\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}^0 + \text{Fe}^{2+}$$

при нагревании

- с кислородом $3\text{Fe}^0 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 \cdot \text{FeO}$
- с хлором $2\text{Fe}^0 + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{FeCl}_3$
- с серой $\text{Fe}^0 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$
- с водой $3\text{Fe}^0 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 \cdot \text{FeO} + 4\text{H}_2 \uparrow$
- с H₂SO₄(к), HNO₃(к)

$$2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$$

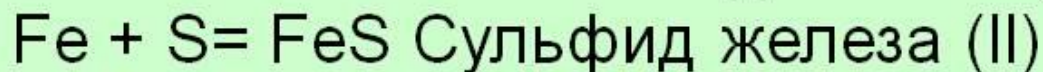
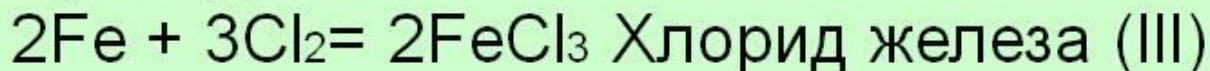
$$2\text{Fe}^0 + 12\text{H}^+ + 3\text{SO}_4^{2-} = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$$

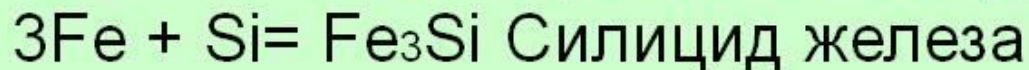
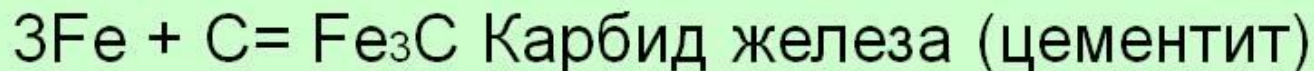
$$\text{Fe}^0 + 4\text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{Fe}^{3+} + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$$

Химические свойства.

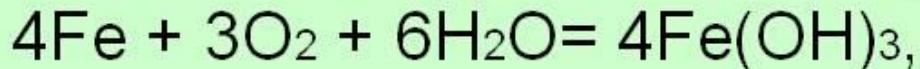
В реакциях железо является восстановителем. Однако при обычной температуре оно не взаимодействует даже с самыми активными окислителями (галогенами, кислородом, серой), но при нагревании становится активным и реагирует с ними



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

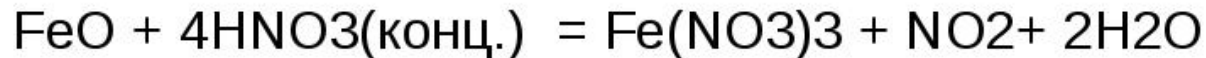
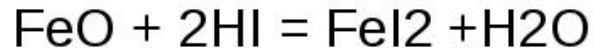


Во влажном воздухе железо быстро окисляется (корродирует)

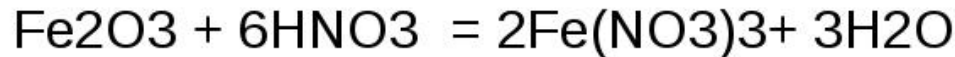


Свойства оксидов железа

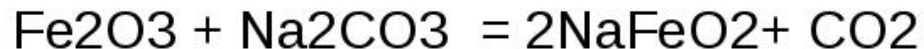
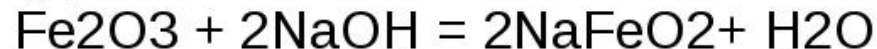
Оксид железа (II) FeO обладает основными и восстановительными свойствами.



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:



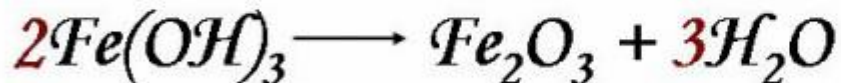
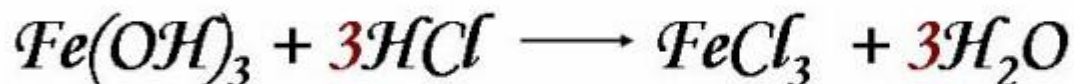
(реакция обмена невозможна, так как Fe⁺³ – окислитель, I⁻¹ – восстановитель; по той же причине FeI₃ – не существует).



Гидроксид железа (III) - $Fe(OH)_3$

▶ Химические свойства гидроксида железа (III).

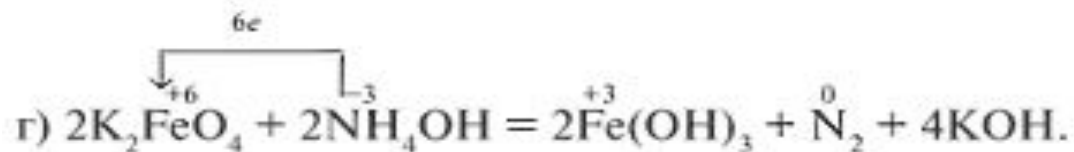
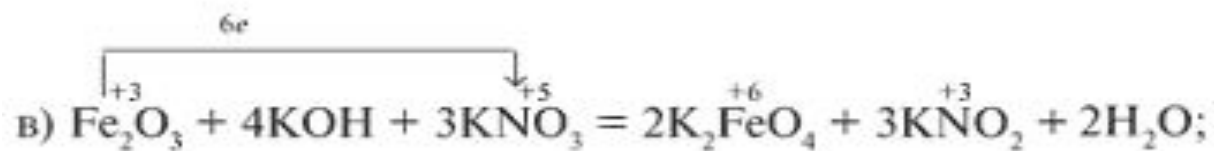
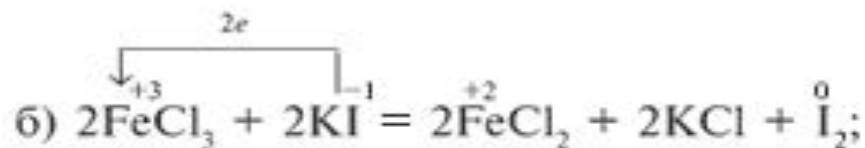
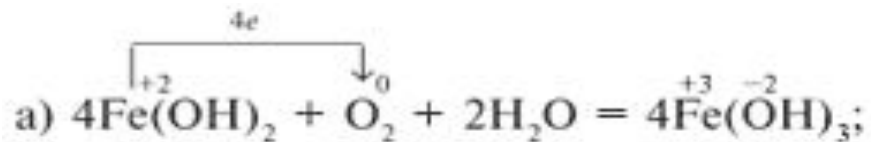
Как основание взаимодействует с сильными кислотами с образованием солей; проявляя слабые кислотные свойства растворяется в горячих концентрированных растворах щелочей с образованием гидроксокомплексов:



▶ 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 сернокислый 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) сплавили 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 с 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

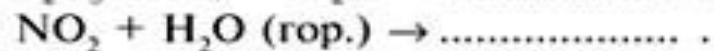
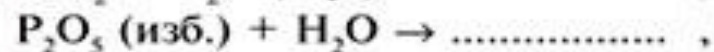
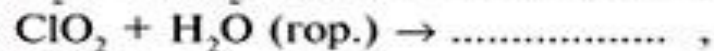
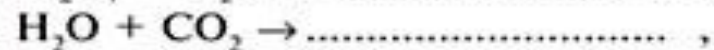
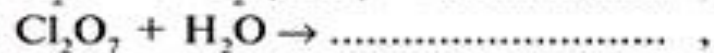
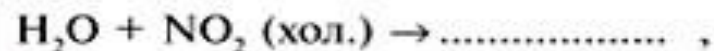
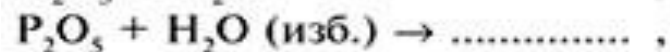
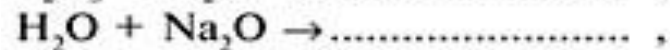
1. Диоксид марганца массой 8,7 г растворили в 219 г соляной кислоты массовой долей 5%. Выделившийся газ собрали и поглотили эквимолярным количеством 15% сульфита калия. Определите массовые доли веществ в растворе после окончания реакции. (Ответ: 15,48% и 6,5%).
2. К раствору серной кислоты массой 490 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.

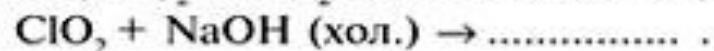
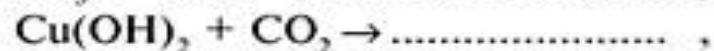
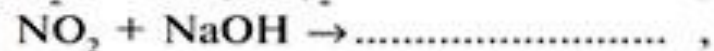
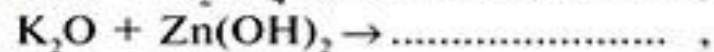
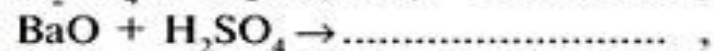
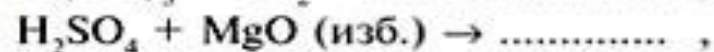
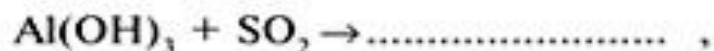
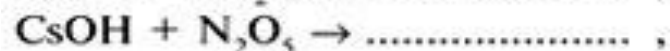
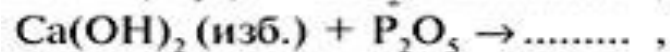
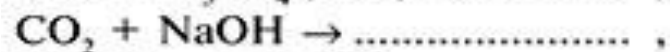
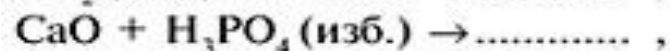
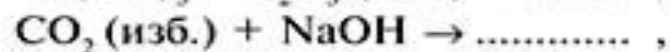
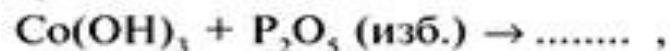
1. Через 20 г железной руды пропустили водяной пар. Полученное вещество прореагировало с 80% раствором серной кислоты с выходом 80%. Затем к полученному раствору добавили карбонат натрия, при этом выделился газ массой 19,8 г. Определите содержание чистого железа в руде. (Ответ: 84%).
2. Навеску желез 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

