

# d-элементы

Автор: Юшковец Е.Н.

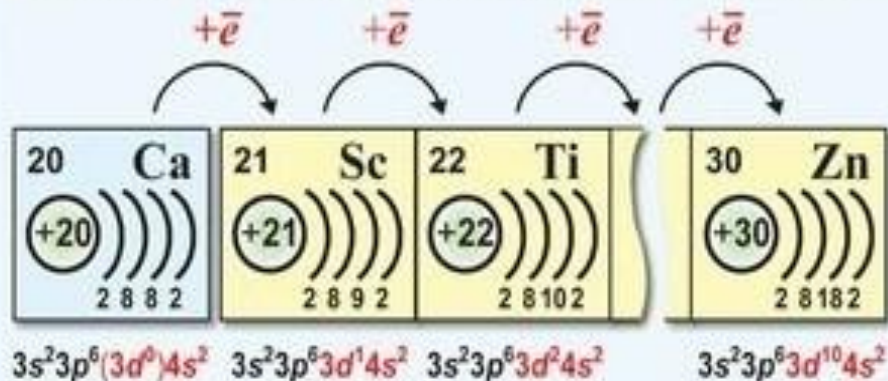
		I ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА						VII (H)		VIII			
1	1	<b>H</b> <sup>1</sup> 1,01 ВОДОРОД								<b>He</b> <sup>2</sup> 4,00 ГЕЛИЙ			
2	2	<b>Li</b> <sup>3</sup> 6,94 ЛИТИЙ	<b>Be</b> <sup>4</sup> 9,01 БЕРИЛЛИЙ	<b>B</b> <sup>5</sup> 10,81 БОР	<b>C</b> <sup>6</sup> 12,01 УГЛЕРОД	<b>N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



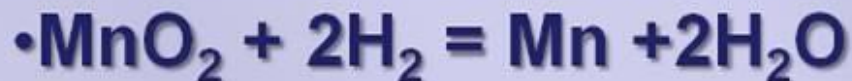
Углерод  
(кокс)



Оксид  
углерода (II)



Водород



Более  
активные Me



# Хром

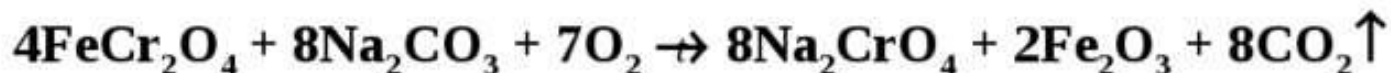
- Элемент N 24. Один из самых твердых металлов. Обладает высокой химической стойкостью. Один из важнейших металлов, используемых в производстве легированных сталей. Большинство соединений хрома имеет яркую окраску, причем самых разных цветов. За эту особенность элемент и был назван хромом, что в переводе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



## Получение хрома

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

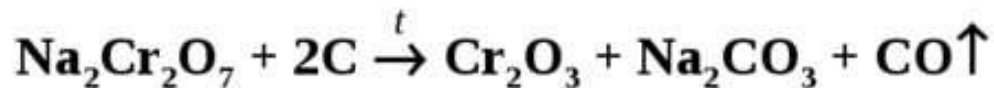
Первая стадия – **окислительное плавление** хромита в щелочной среде.



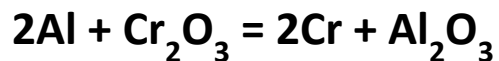
Вторая стадия – **растворение полученного спека** в кислой среде. При этом происходит перевод хромата в дихромат, а железо в форме частично гидратированного оксида остается в осадке.



Третья стадия – **восстановление** хрома (VI) до хрома (III) (до  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ).




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**

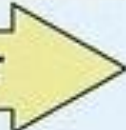



Температура плавления 1845 °С  
 $\rho = 7,19 \text{ г/см}^3$

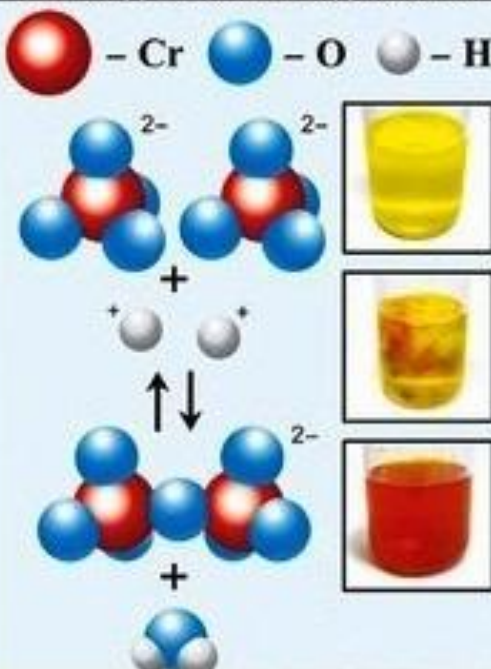
Степень окисления хрома	+2	+3	+6
Оксид	<b>CrO</b>	<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>CrO<sub>3</sub></b>
Гидроксид	<b>Cr(OH)<sub>2</sub></b>	<b>Cr(OH)<sub>3</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b> <b>H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>
Характер гидроксида	основный	амфотерный	кислотный

КИСЛОТНЫЕ СВОЙСТВА ВОЗРАСТАЮТ 

ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ВОЗРАСТАЮТ 

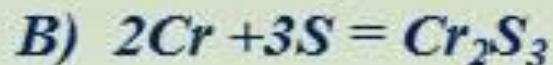
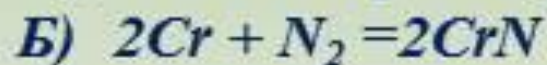
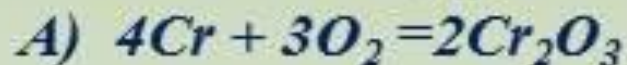
**ПЕРЕХОД ХРОМАТА В ДИХРОМАТ**



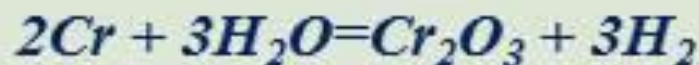
Legend: ● - Cr, ● - O, ● - H

## *Химические свойства хрома*

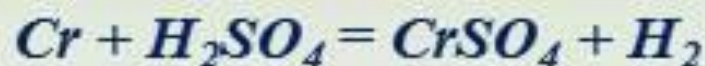
*1. Реагирует с неметаллами (при нагревании)*



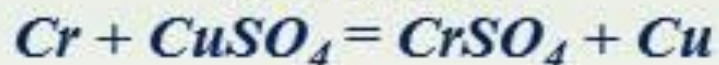
*2. Реагирует с парами воды (в раскаленном состоянии)*



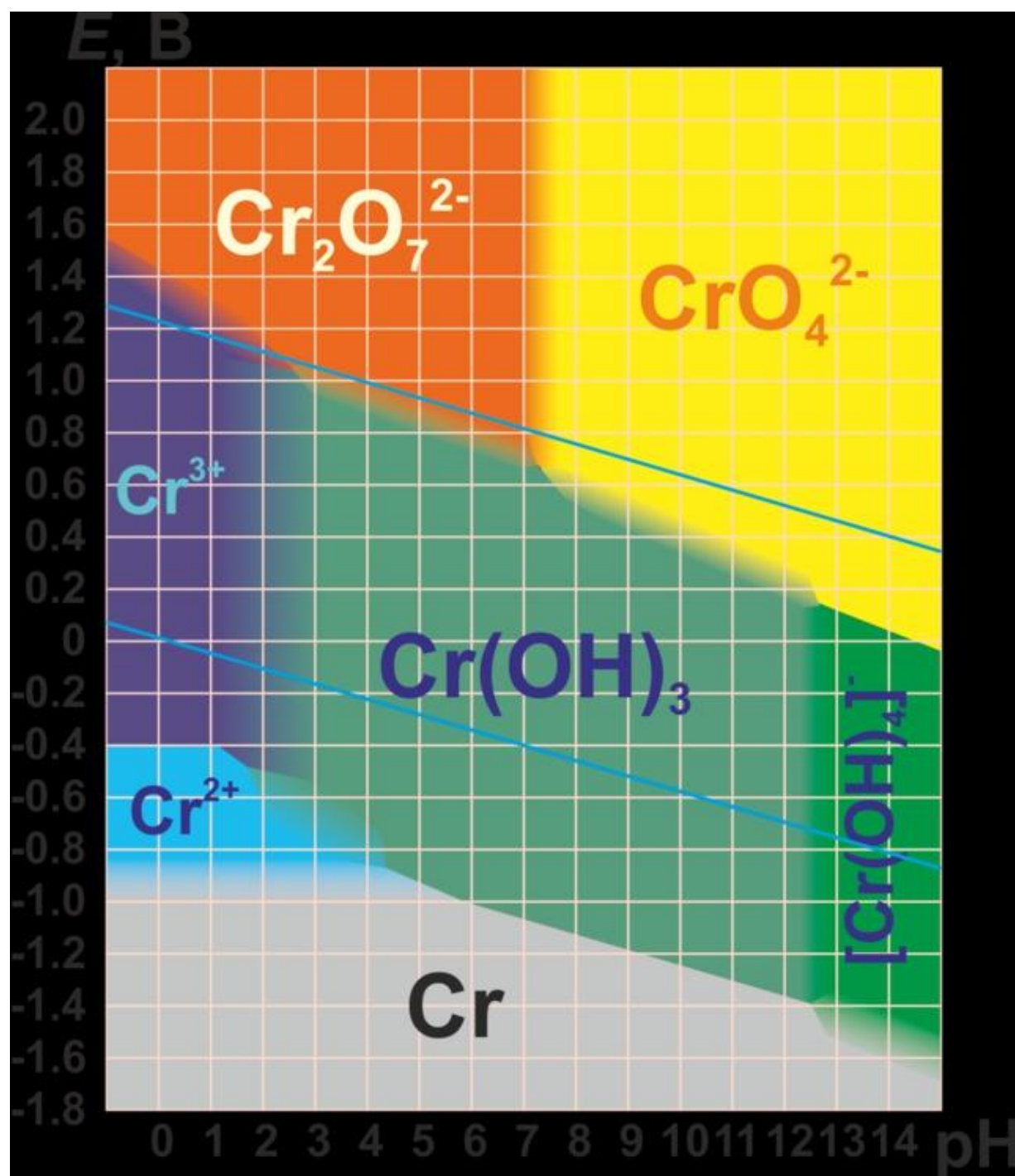
*3. Реагирует с кислотами*



*4. Реагирует с солями менее активных металлов*



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



## Соединения хрома (II)

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

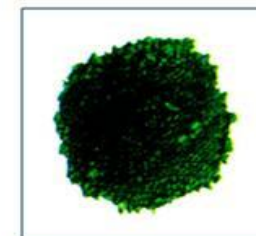
При осторожном нагревании гидроксида хрома (II) в отсутствии кислорода получают оксид хрома (II). Составьте уравнение реакции.



При более высоких температурах оксид хрома (II) диспропорционирует:



## Оксид хрома(III) $\text{Cr}_2\text{O}_3$



- ◆  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  - пигмент (зелен.), амфотерн.

### Получение:

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

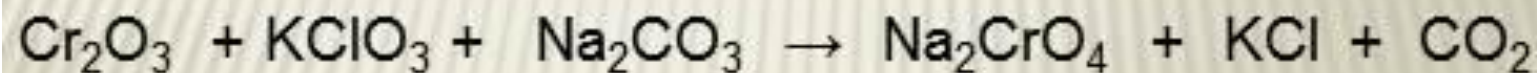
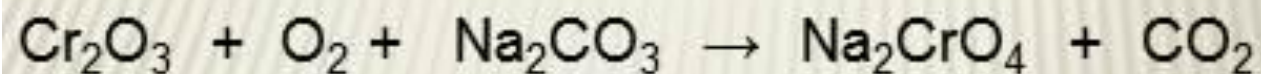
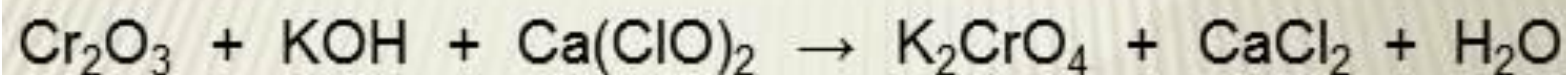
### Сплавление:

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

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

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

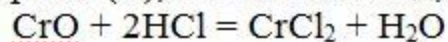
---



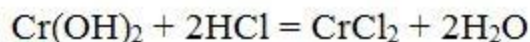
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные.  
Расставьте коэффициенты.

## Химические свойства оксидов хрома (II) и (III)

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



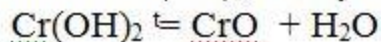
Cr(OH)<sub>2</sub> - гидроксид хрома (II), проявляет только основные свойства, реагирует только с кислотами:



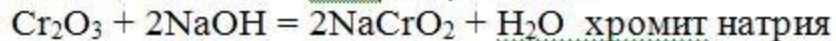
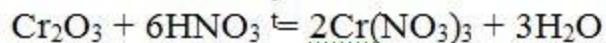
Получают действием на соли хрома (II) раствором щелочи:



При прокаливании Cr(OH)<sub>2</sub> в отсутствие кислорода образуется CrO:



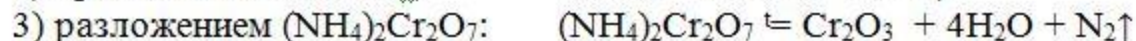
Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - оксид хрома (III), порошок зеленого цвета, не растворим в воде, амфотерный оксид, реагирует и с кислотами, и с основаниями:



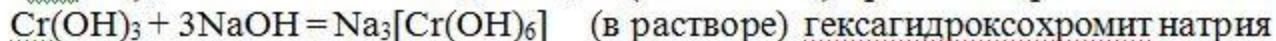
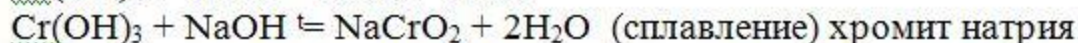
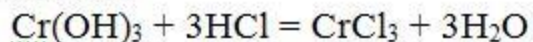
При сплавлении со щелочами в присутствии кислорода Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> окисляется до хроматов:



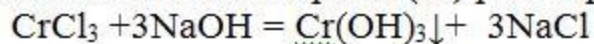
Получают:



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



Получают действием на соли хрома (III) раствором щелочи:

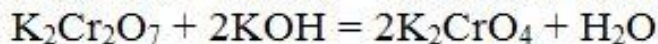
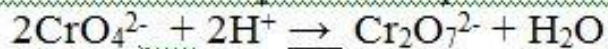


# Химические свойства хрома (VI)

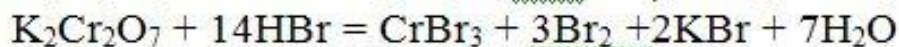
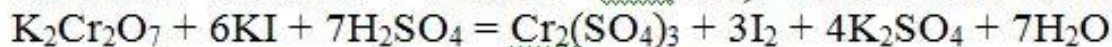
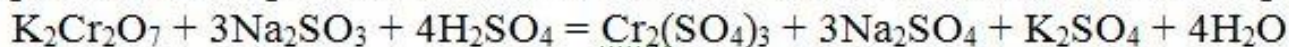
$\text{CrO}_3$  – оксид хрома (VI), ангидрид хромовой  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  и дихромовой  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  кислот, представляет собой ярко-красные кристаллы, растворимые в воде, кислотный оксид, реагирует со щелочами с образованием желтых хроматов.

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  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  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  $\text{CrO}_4^{2-}$  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:

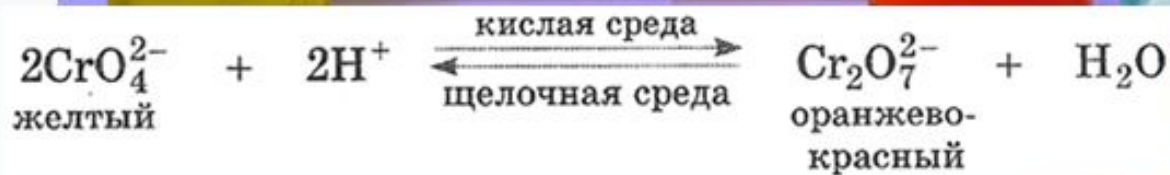


Раствор  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  в концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  называется *хромовой смесью* и используется в лабораторной практике для мытья посуды.



# Запомнить!!!!

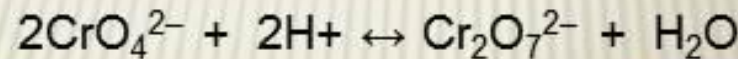
## Химическое равновесие между хромат и дихромат-ионами



## 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.

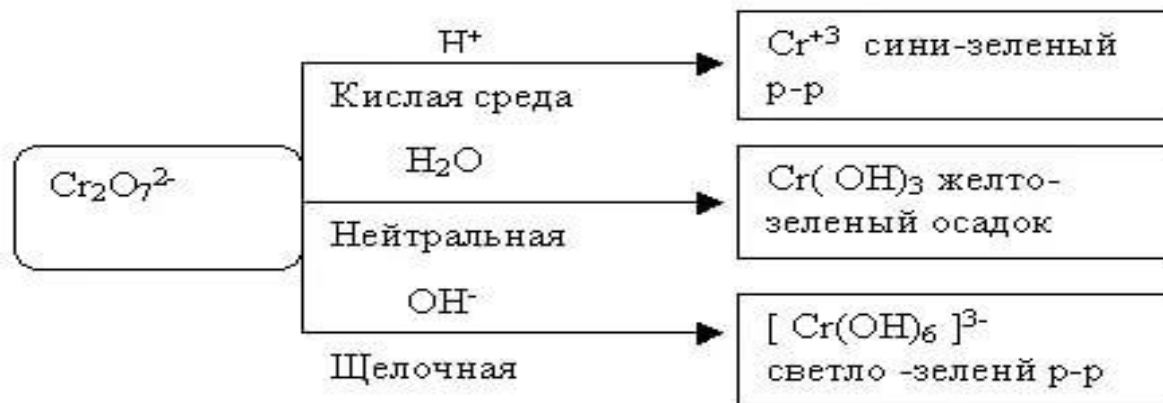


хроматы

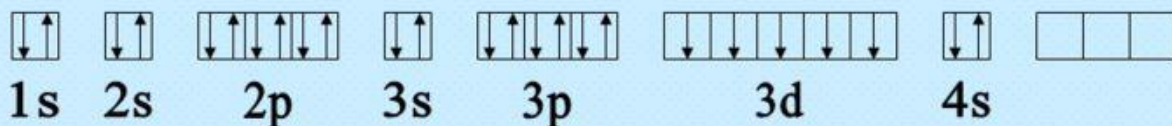
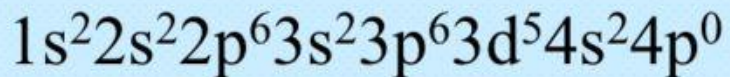
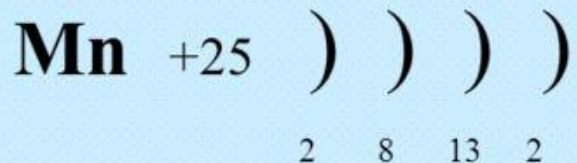
$\text{H}^+$

дихроматы

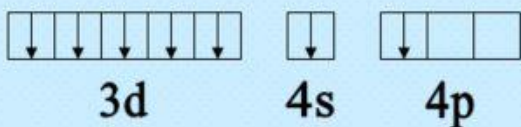
$\text{OH}^-$



# Строение атома марганца:



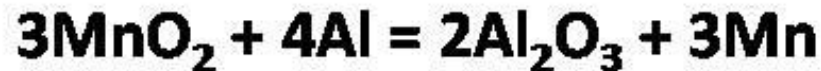
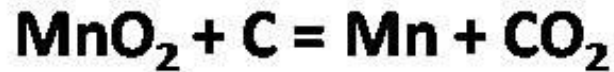
нормальное состояние атома



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 <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Основной (бурые крист., н.)	MnO <sub>2</sub> Амфотерны й (черн. крист., н.)	MnO <sub>3</sub> Кислотный (неполучен)	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Кислотный (зел.-чер. масл., ж., р.)
--	---	--	--	---

## Гидроксиды:

Mn(OH) <sub>2</sub> (нерастворим ое основание белого цв. )	Mn(OH) <sub>3</sub> (нерастворим ое основание темно- коричн. цв. )	Mn(OH) <sub>4</sub> (амфотерный гидроксид бурого цв. )	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> (неустойчивая кислота)	HMnO <sub>4</sub> (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:

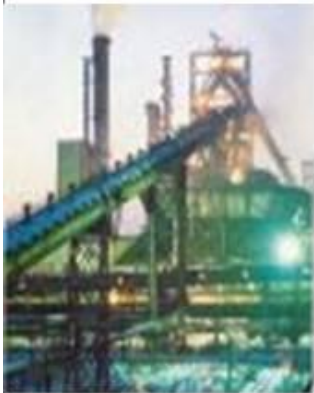
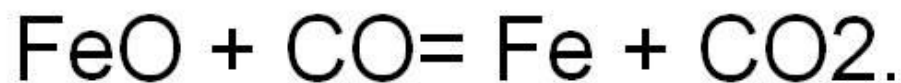
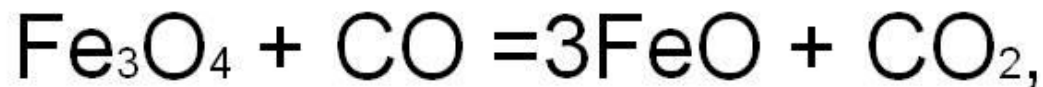
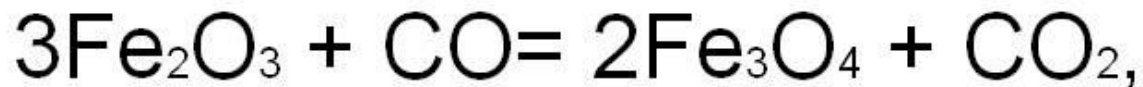
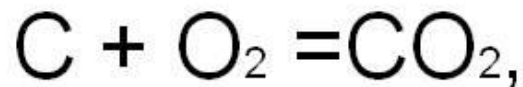
- Магнитный железняк  $\text{Fe}_3\text{O}_4$
- Красный железняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- Бурый железняк  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- Железный колчедан  $\text{FeS}_2$



*Железный колчедан  $\text{FeS}_2$*

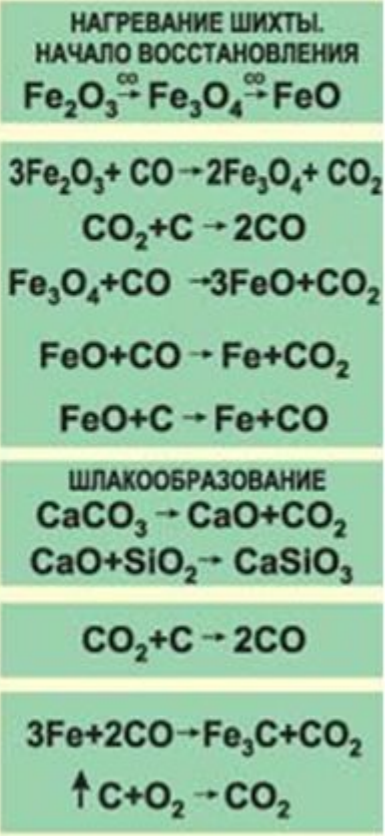
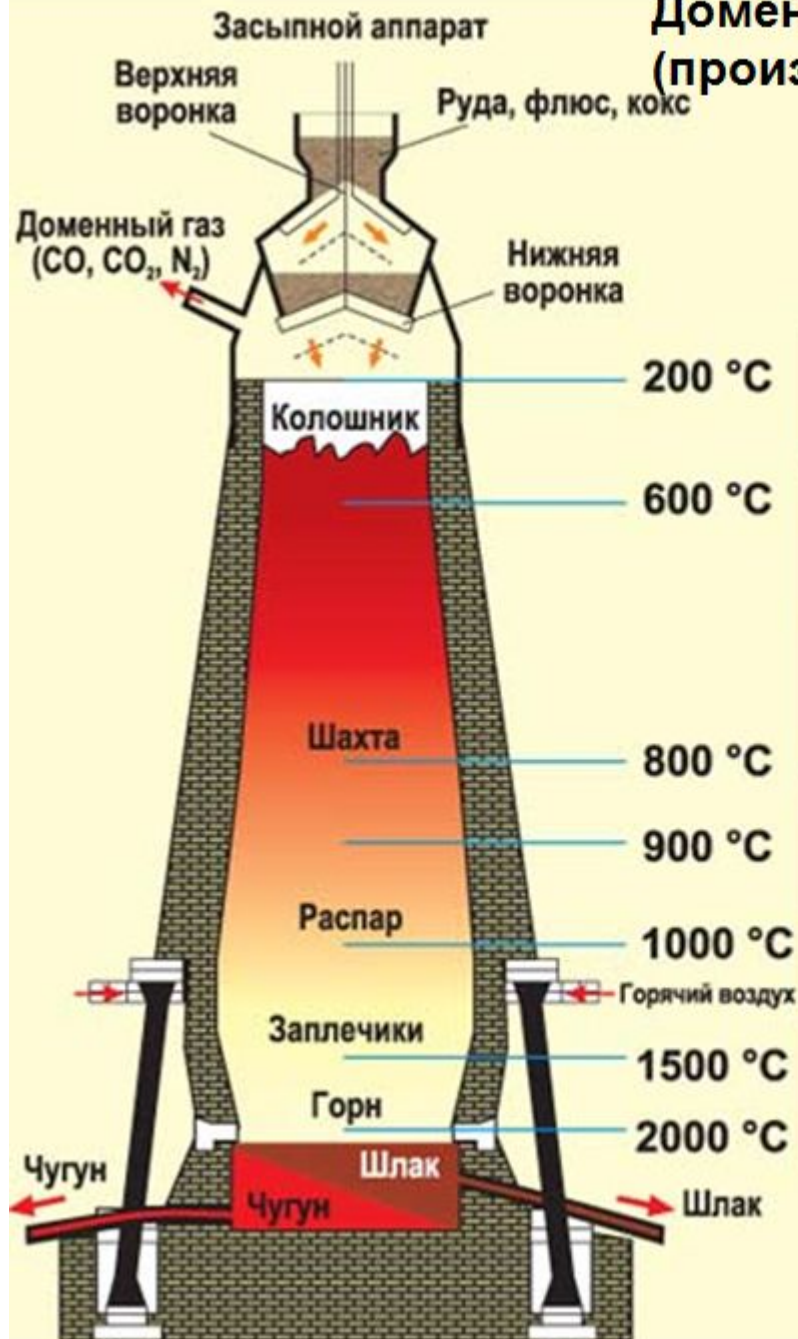
# Получение железа

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





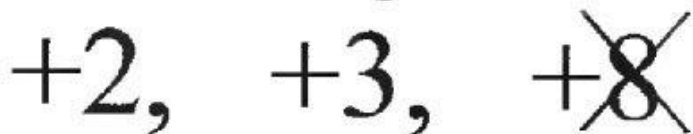
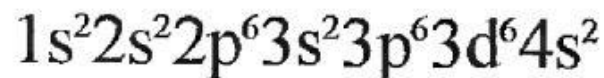
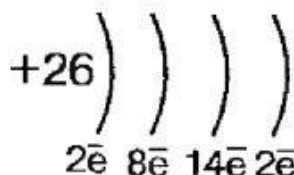
# Доменный процесс (производство чугуна)



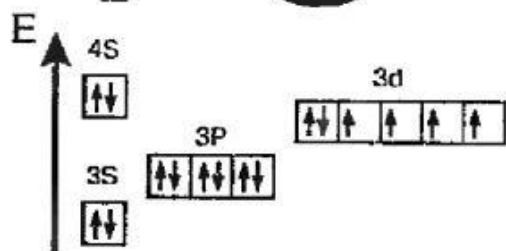
# ЖЕЛЕЗО. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

# 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

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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 $Fe^0 + 2HCl = FeCl_2 + H_2 \uparrow$   
 $Fe^0 + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2$

с HNO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц.) не реагирует

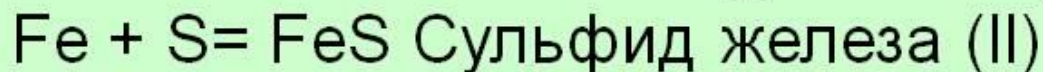
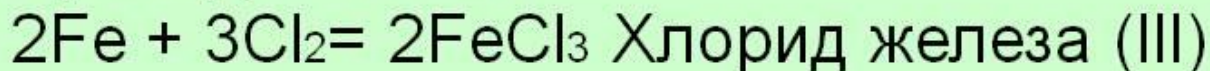
3) с солями  
 $Fe + CuSO_4 = Cu \downarrow + FeSO_4$   
 $Fe^0 + Cu^{2+} = Cu^0 + Fe^{2+}$

### при нагревании

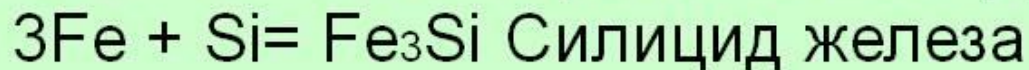
- с кислородом  $3Fe^0 + 2O_2 \xrightarrow{t} Fe_3O_4 \cdot FeO$
- с хлором  $2Fe^0 + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2FeCl_3$
- с серой  $Fe^0 + S \xrightarrow{t} FeS$
- с водой  $3Fe^0 + 4H_2O \xrightarrow{t} Fe_3O_4 \cdot FeO + 4H_2 \uparrow$
- с H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(к), HNO<sub>3</sub>(к)  
 $2Fe + 6H_2SO_4 \xrightarrow{t} Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 \uparrow + 6H_2O$   
 $2Fe^0 + 12H^+ + 3SO_4^{2-} = 2Fe^{3+} + 3SO_2 + 6H_2O$   
 $Fe + 4HNO_3 \xrightarrow{t} Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$   
 $Fe^0 + 4H^+ + NO_3^- = Fe^{3+} + NO + 2H_2O$

## Химические свойства.

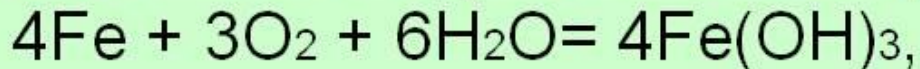
В реакциях железо является восстановителем. Однако при обычной температуре оно не взаимодействует даже с самыми активными окислителями (галогенами, кислородом, серой), но при нагревании становится активным и реагирует с ними



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

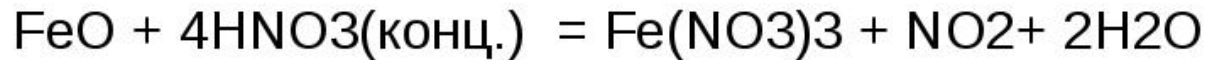
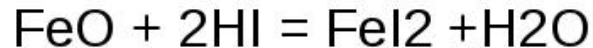


Во влажном воздухе железо быстро окисляется (корродирует)

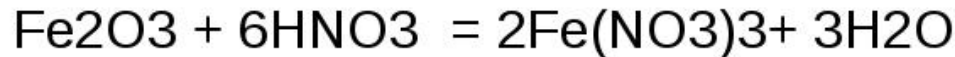


## Свойства оксидов железа

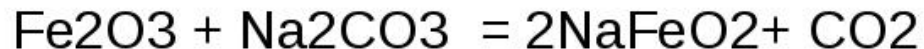
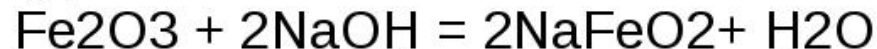
**Оксид железа (II)** FeO обладает основными и восстановительными свойствами.



**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:



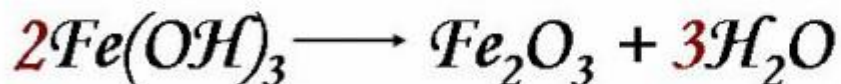
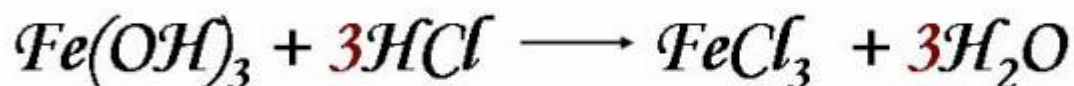
(реакция обмена невозможна, так как Fe<sup>+3</sup> – окислитель, I<sup>-1</sup> – восстановитель; по той же причине FeI<sub>3</sub> – не существует).



Гидроксид железа (III) -  $Fe(OH)_3$

▶ Химические свойства гидроксида железа (III).

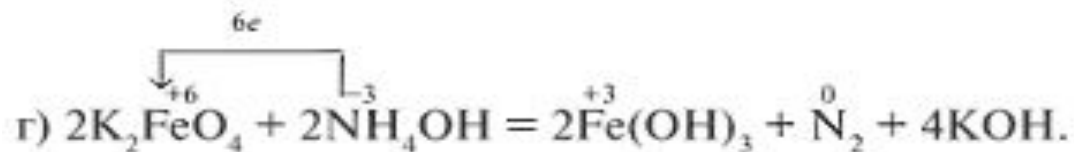
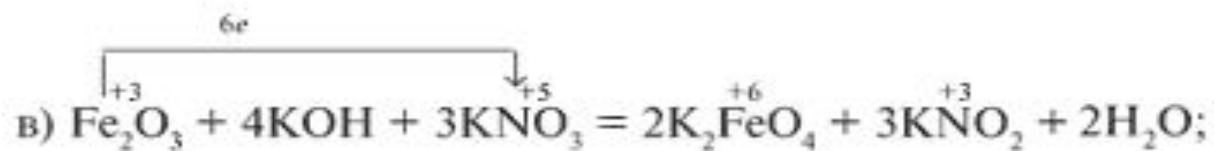
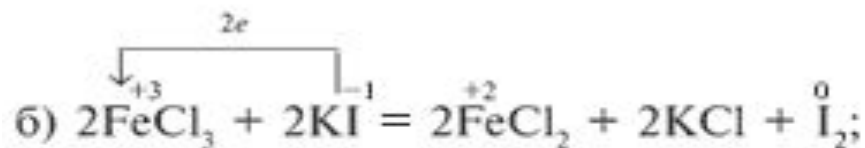
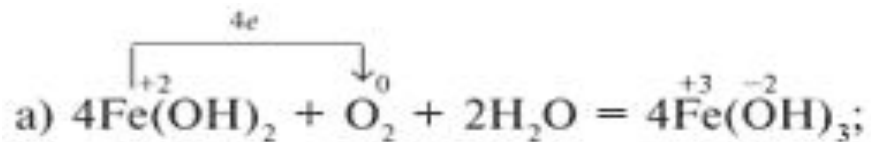
Как основание взаимодействует с сильными кислотами с образованием солей; проявляя слабые кислотные свойства растворяется в горячих концентрированных растворах щелочей с образованием гидроксокомплексов:



▶ 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

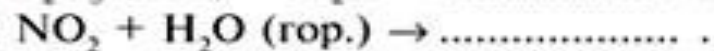
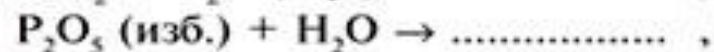
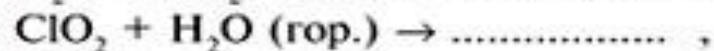
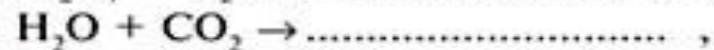
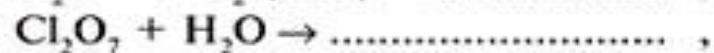
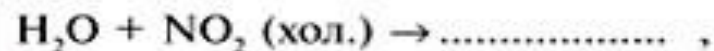
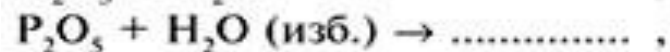
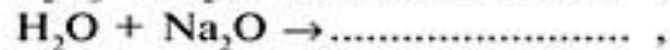
1. Диоксид марганца массой 8,7 г растворили в 219 г соляной кислоты массовой долей 5%. Выделившийся газ собрали и поглотили эквимолярным количеством 15% сульфита калия. Определите массовые доли веществ в растворе после окончания реакции. (Ответ: 15,48% и 6,5%).
2. К раствору серной кислоты массой 490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

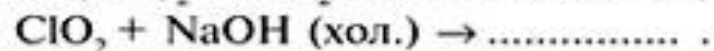
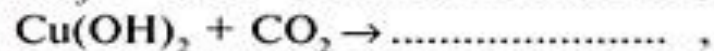
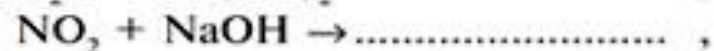
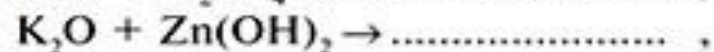
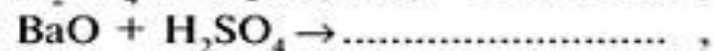
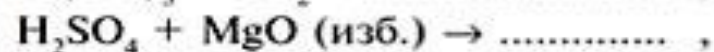
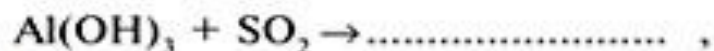
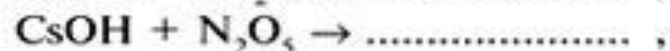
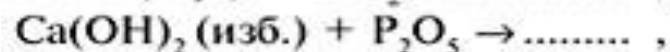
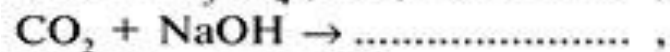
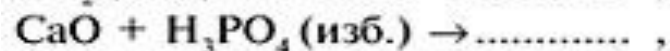
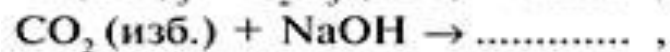
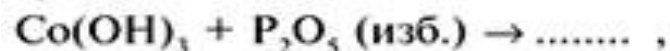
1. Через 20 г железной руды пропустили водяной пар. Полученное вещество прореагировало с 80% раствором серной кислоты с выходом 80%. Затем к полученному раствору добавили карбонат натрия, при этом выделился газ массой 19,8 г. Определите содержание чистого железа в руде. ( Ответ: 84%).
2. Навеску желез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

