

Лекция №8

Окислительно-восстановительные реакции

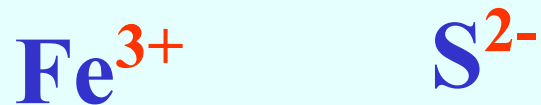
Степень окисления (СО)

Что такое СО?

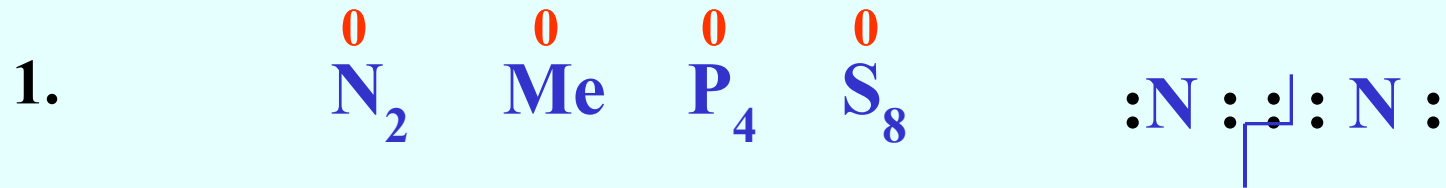
Обозначение СО:



Обозначение заряда:



Основные правила определения СО



3. **Металлы всегда имеют положительную степень окисления (кроме простых веществ).**

СО металлов главных подгрупп равна номеру группы



СО металлов побочных подгрупп: $\overset{+II}{\text{CrO}}$ $\overset{+III}{\text{Cr}_2\text{O}_3}$ $\overset{+VI}{\text{CrO}_3}$

4. **F^{-I}** NaF, HF, ...

5. H (+I), но: **LiH^{-I}, CaH₂^{-I}**

6. O (-II), но: **H₂O₂^{-I}, OF₂^{+II}**



7. Максимальная, минимальная, промежуточная **CO**

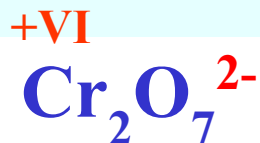
Cl: max (+VII), min (-I), промежут.(0, +I, +III, +V)

8. Дробная **CO**: **^{8/3}Fe₃O₄**

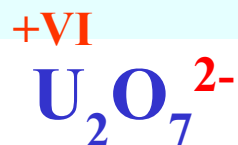
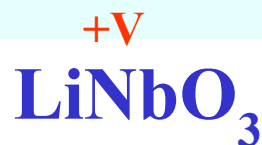
В сложных соединениях



CO азота: $1 + x - 6 = 0$ $x = +5$



CO хрома: $2x - 14 = -2$ $x = +6$



углерод **C**

-IV

0

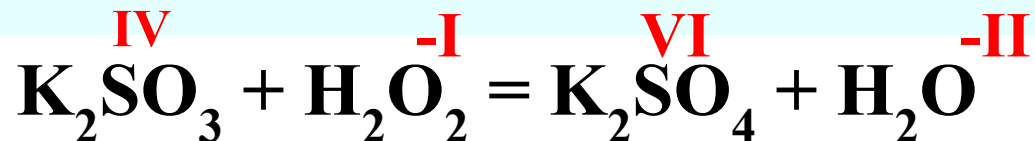
+II

+IV





Что такое ОВР?



Об окислителях и восстановителях



Процессы окисления и восстановления

На окислителе идет процесс восстановления



На восстановителе идет процесс окисления



Шкала степени окисления

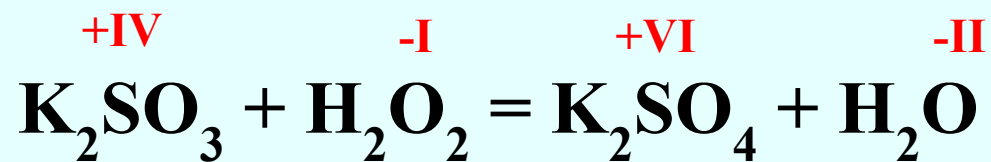
-4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7 +8

Окисление

(на восстановителе)

(на окислителе)

Восстановление



K_2SO_3 - **вещество-восстановитель**

SO_3^{2-} - **ион-восстановитель**

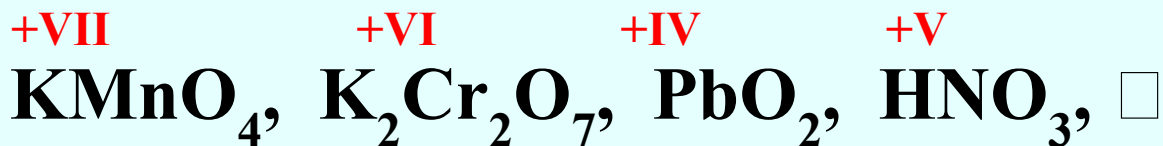
S^{IV} - **атом-восстановитель**

H_2O_2 - **вещество-окислитель**

O_2^{2-} - **ион-окислитель**

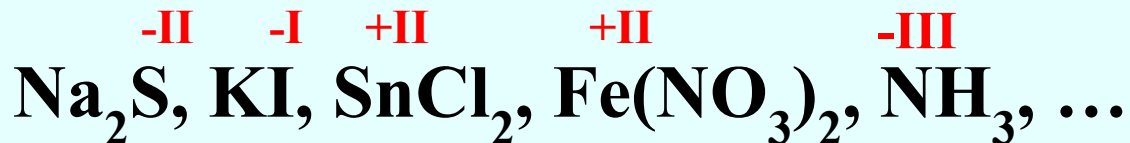
Важнейшие окислители и восстановители

Окислители: F_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 (при повышенных t -рах)

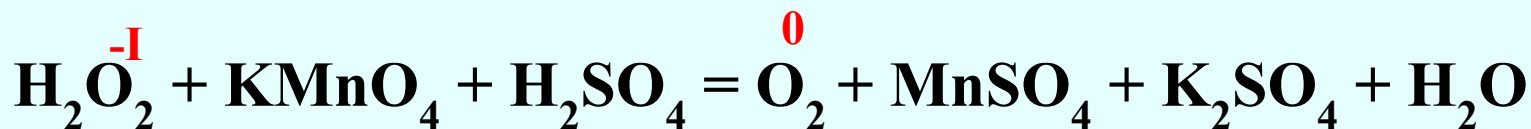
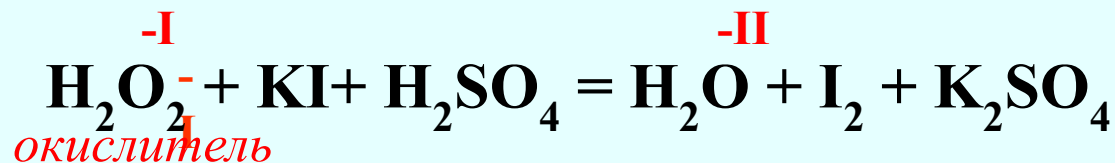


Катионы металлов более высокой CO : Fe^{3+} , Au^{3+} , Sn^{4+}

Восстановители: Na , Ca , Zn , Al , H_2 , C , \square



Вещества с двойственной природой: H_2O_2 , SO_2 , KNO_2 , \square

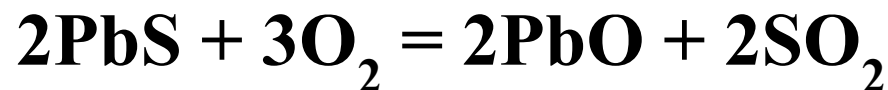
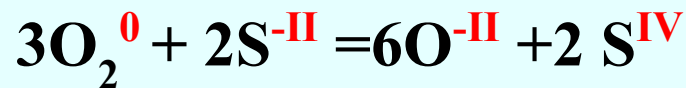
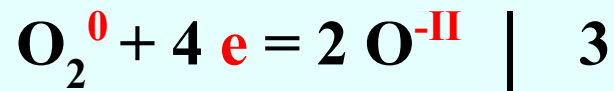
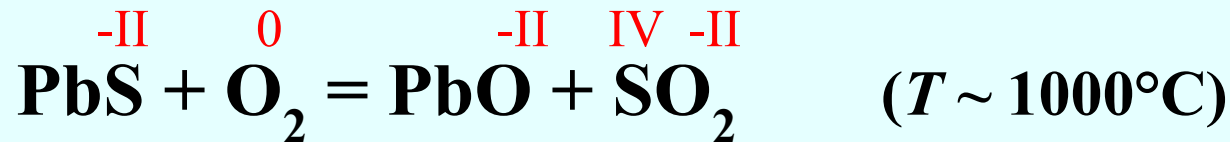


восстановитель

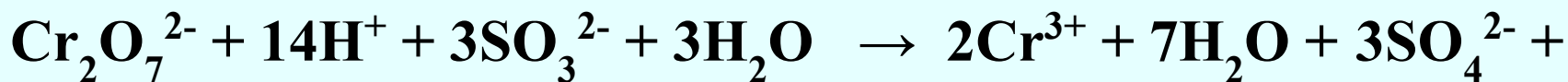
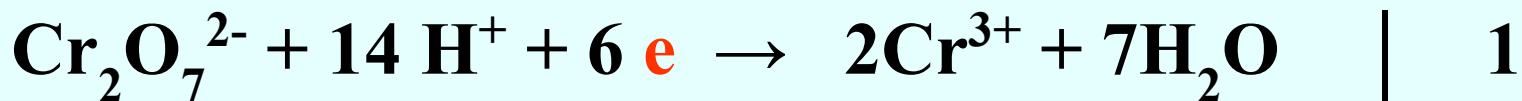
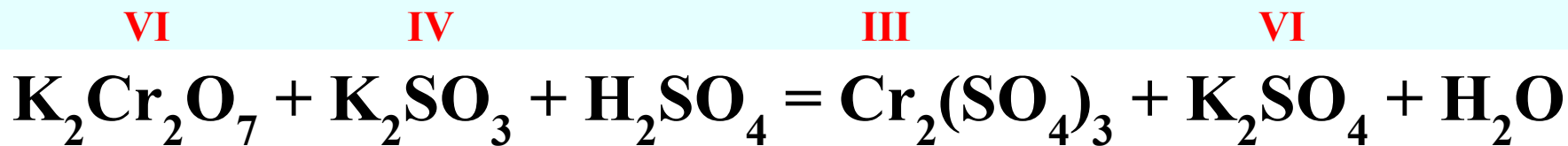
Составление уравнений ОВР

Главное в металлургии: $M^{+z} \xrightarrow{+z\bar{e}} M^0$

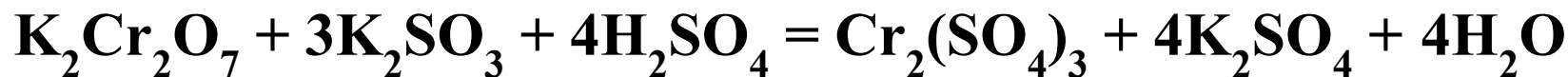
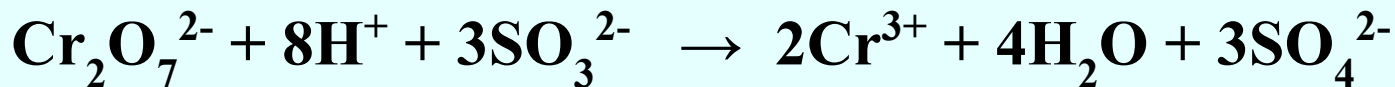
Метод электронного баланса



Метод полуреакций



6H⁺



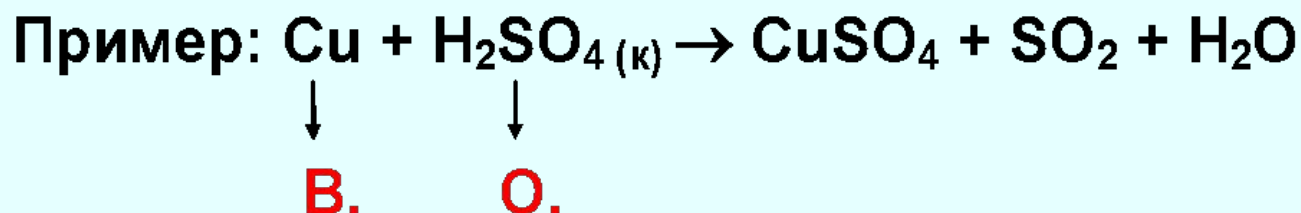
О том, как составляются полуреакции для уравнивания
ОВР в щелочной и нейтральной средах, смотрите на сайте
кафедры «Дополнительные материалы»

Лекции № 8

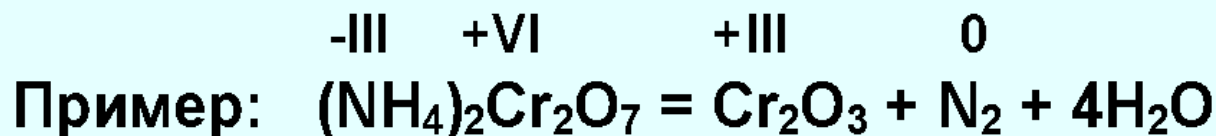
«ОВР»

Основные типы окислительно - восстановительных реакций

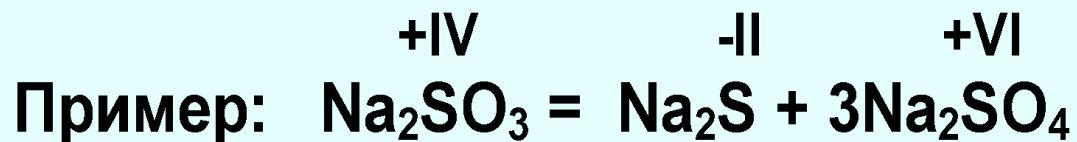
1) **межмолекулярные** (атомы окислителя и восстановителя находятся в разных молекулах);



2) **внутримолекулярные** (окислитель и восстановитель в одной молекуле);

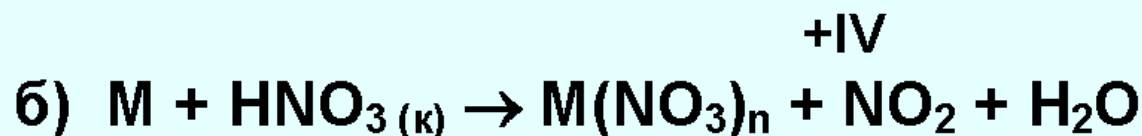
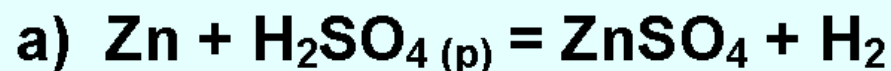


3) реакции **диспропорционирования** (самоокисления - самовосстановления).

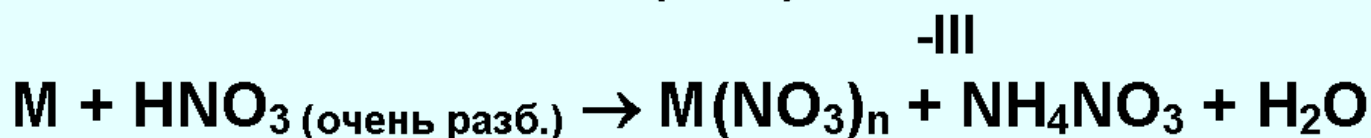


Влияние различных факторов на протекание ОВР

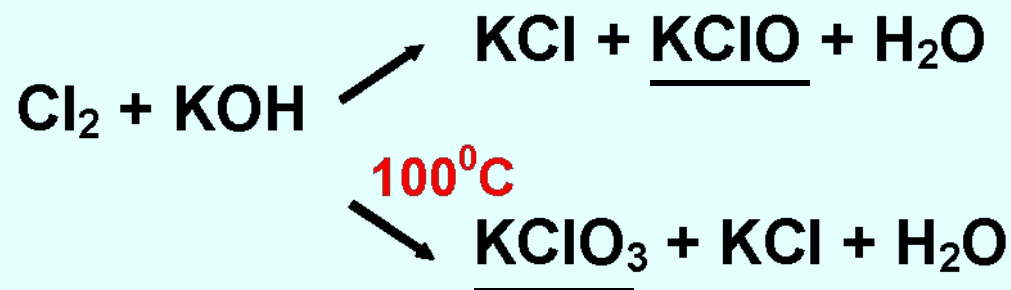
- концентрация реагентов:



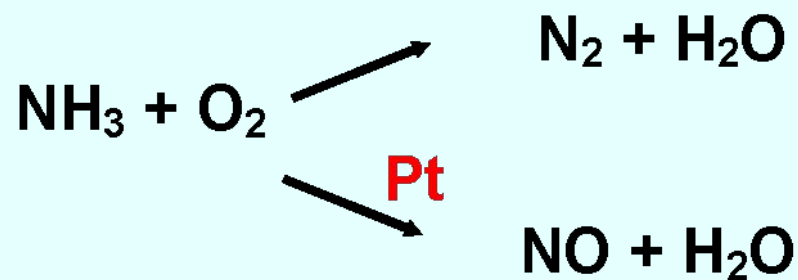
HNO₃ (1:1):



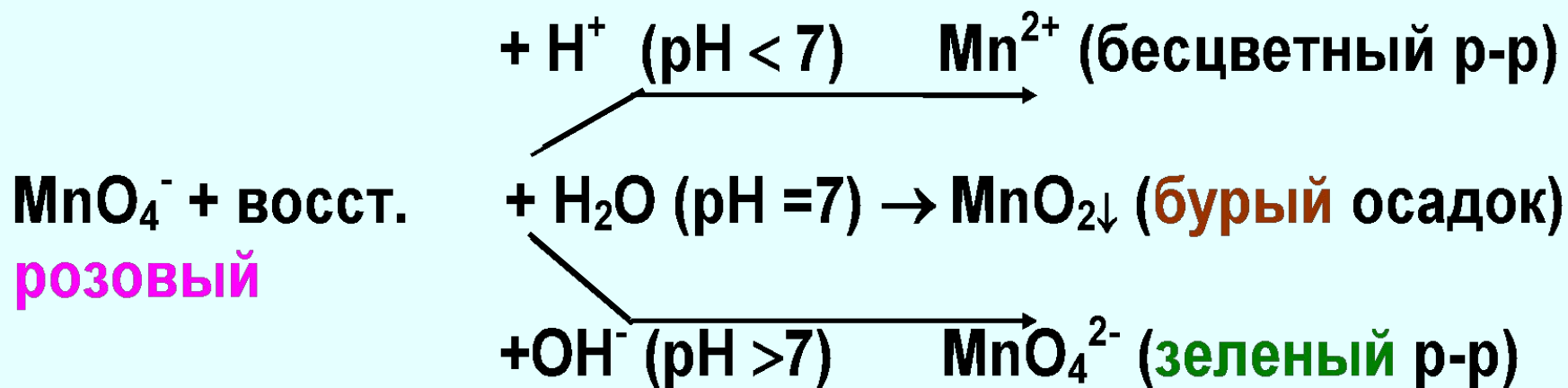
- температура;



- катализатор:



- реакция среды:



Окислительно-восстановительный эквивалент

□ Что такое эквивалент ? □

$$\text{ОВЭ} = M_r / z$$

Z – число \bar{e}

$$M_r (\text{KMnO}_4) = 158$$

pH < 7 = 7 > 7

$$\text{ОЭ}(\text{KMnO}_4) \quad 158/5 \quad 158/3 \quad 158/1$$

□ Закон эквивалентов □

$$N_{\text{ок}} V_{\text{ок}} = N_{\text{восст}} V_{\text{восст}}$$

$$n_{\text{окислителя}} = n_{\text{восстановителя}}$$

Дополнительные материалы

Лекции № 8

«ОВР»

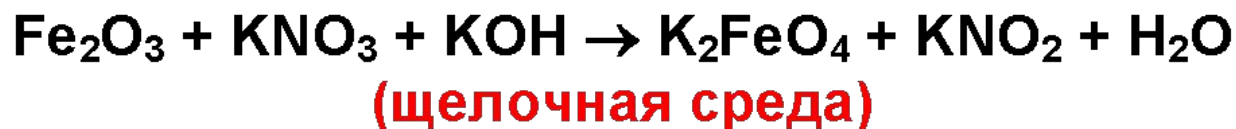
- **Составление полуреакций для уравнивания ОВР в щелочной и нейтральной средах**

Лекция № 12

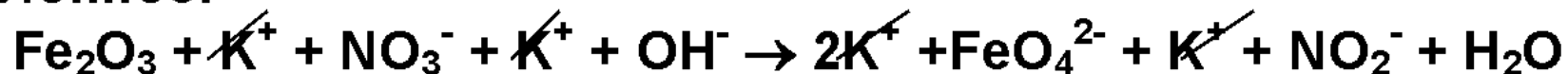
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Метод полуреакций для ОВР, протекающих в щелочной среде

Пример2.

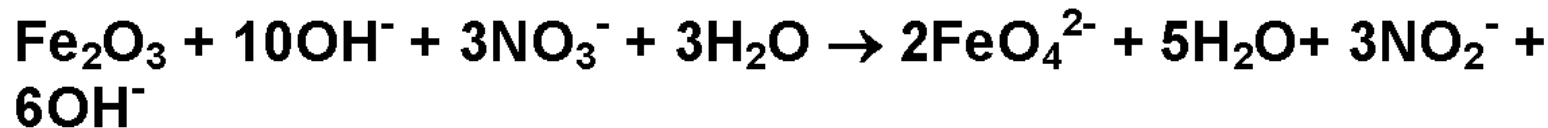
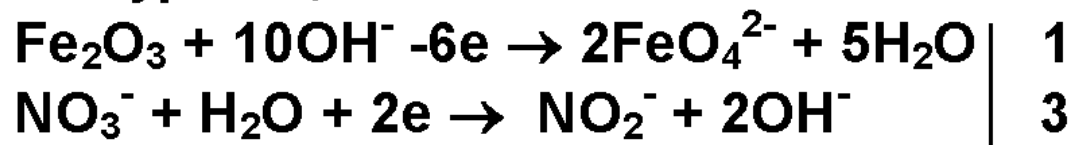


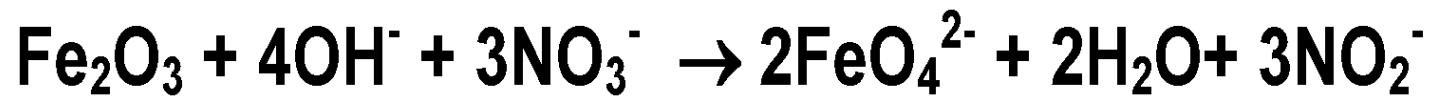
Ионное:



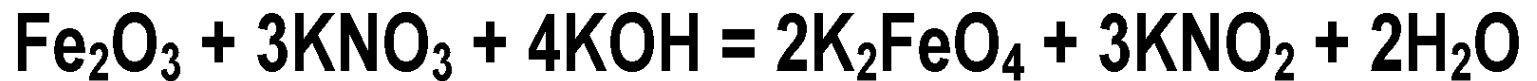
При составлении материального баланса в щелочной среде используем гидроксид - ионы и молекулы воды

Полуреакции:



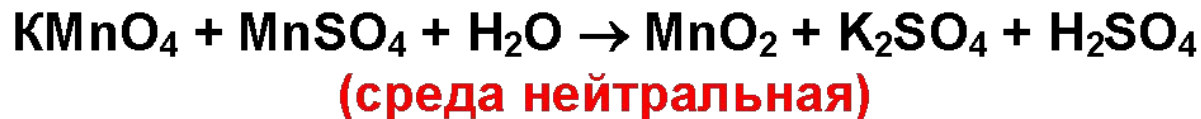


Получим уравнение:

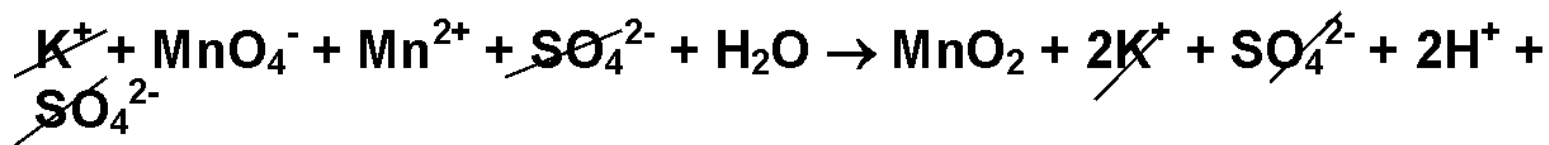


Метод полуреакций, протекающих в нейтральной среде

Пример 3.

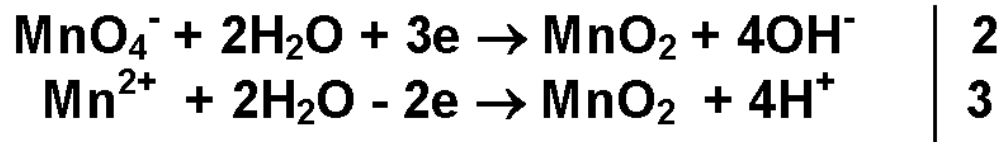


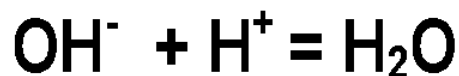
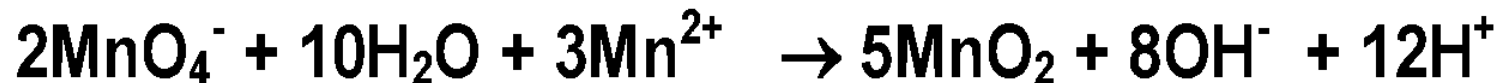
Ионное:



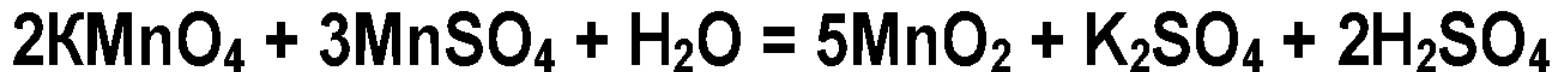
При создании материального баланса в нейтральной среде слева добавляем только молекулы воды, справа - ионы водорода или гидроксид - ионы.

Полуреакции:





Получим уравнение:



Электрохимический ряд напряжений металлов

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe,
Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

Металлы расположены в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов

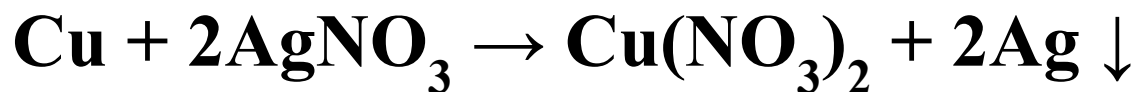
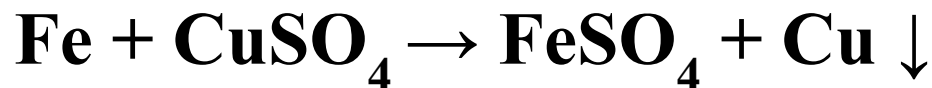
Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов:

1. Чем более отрицателен электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность

Например: железо ($\varphi^\circ = - 0,44$) более сильный восстановитель, чем медь ($\varphi^\circ = + 0,34$)

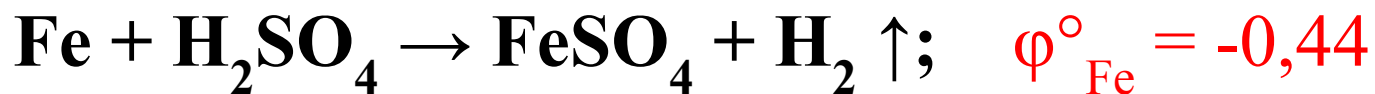
Но, катионы Cu^{2+} в водном растворе более сильный окислитель, чем Fe^{2+}

2. Каждый металл способен вытеснить (восстановить) из растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений металлов после него



Исключение – щелочные и щелочно-земельные металлы

3. Все металлы, имеющие отрицательный электродный потенциал, т.е. находящиеся в ряду напряжений металлов левее водорода, способны вытеснить его из растворов кислот (HCl , HBr , HI , H_3PO_4 , разбавленная H_2SO_4)



4. Окислительно-восстановительные свойства металлов и их ионов в ряду напряжения металлов

Li Cs Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Pb H_2 Cu Ag Hg Au

Усиление восстановительной способности атомов



Li^+ Ca^{2+} Na^+ Mg^{2+} Al^{3+} Zn^{2+} Fe^{2+} Ni^{2+} Pb^{2+} H^+ Cu^{2+} Ag^+ Hg^{2+} Au^{3+}

Усиление окислительной способности ионов

