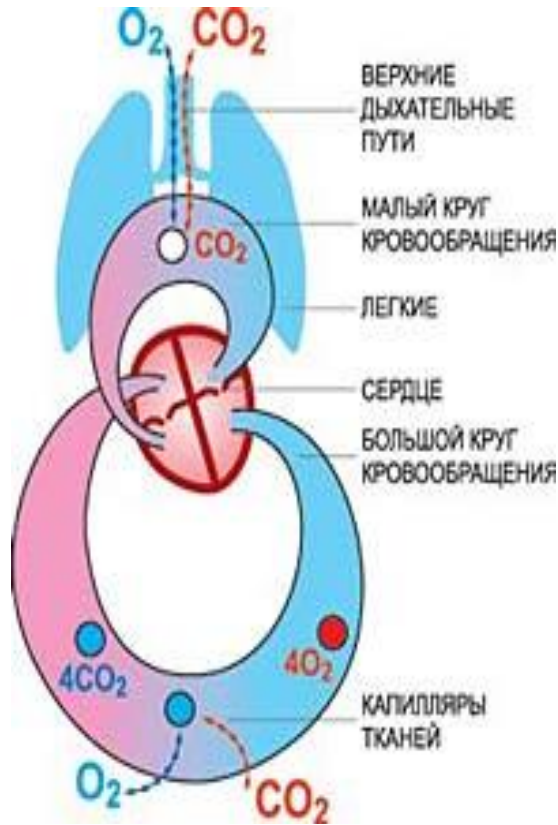
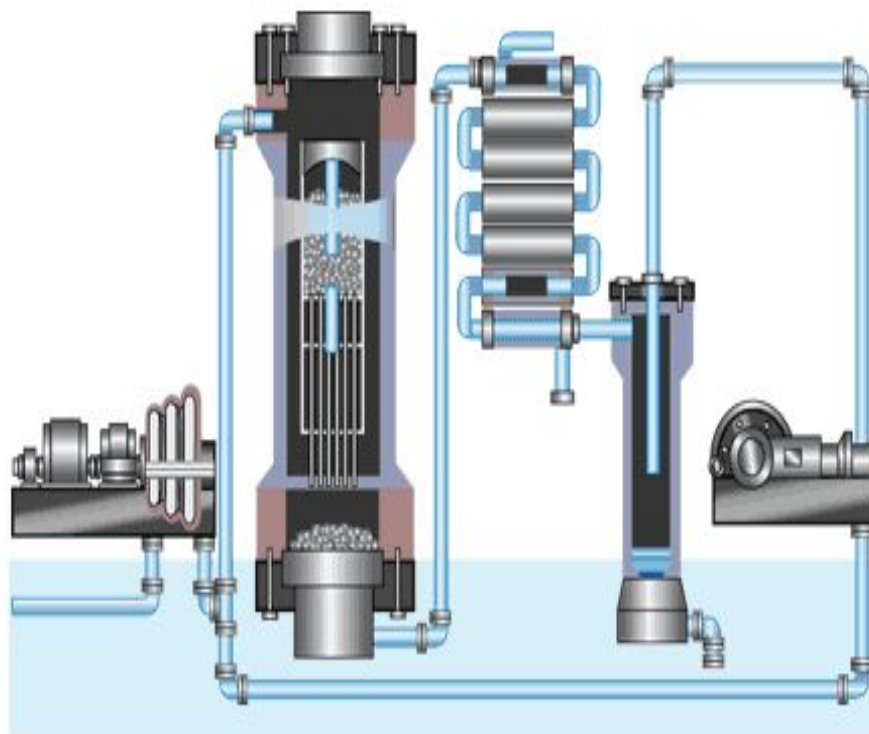


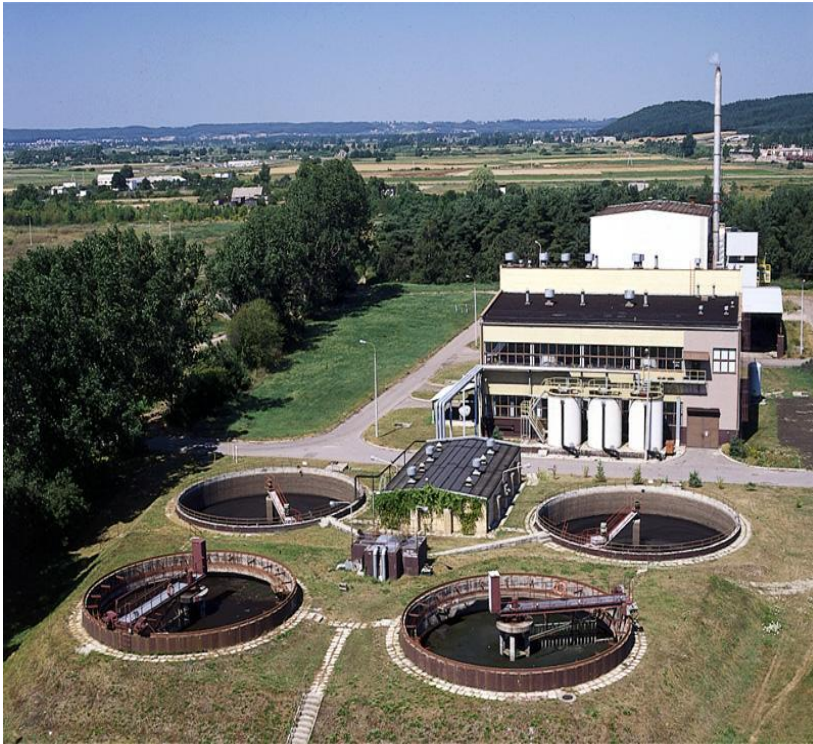
# **Окислительно- восстановительные реакции**



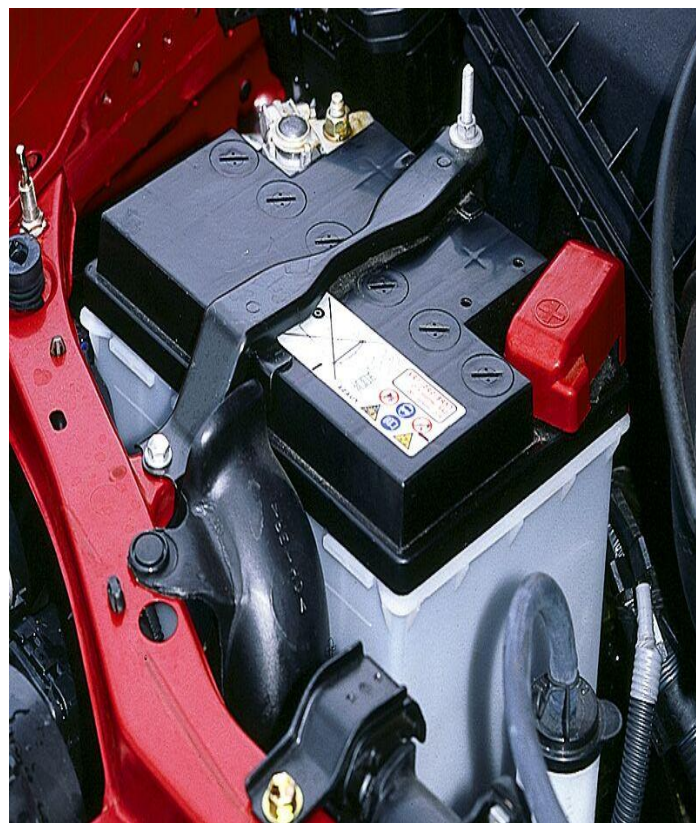
**Основа жизнедеятельности организмов  
(дыхание, гниение, брожение, обмен  
веществ, фотосинтез, горение),  
коррозия металлов**



**Основа металлургических процессов,  
получения серной, азотной кислот,  
аммиака, круговорота элементов в  
природе**



**Основа безотходных производств  
и мероприятий по охране  
окружающей среды**



**Причина превращения химической энергии в электрическую (работа аккумуляторов, батареек, гальванических элементов)**

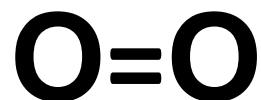
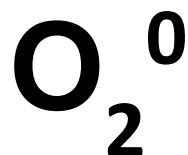
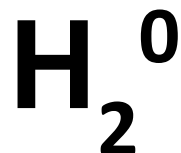
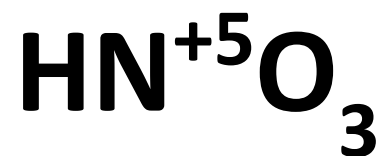
# **Окислительно- восстановительные реакции**

**— химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества**

# Степень окисления

- это условный заряд, который приобретает атом при присоединении или отдаче электронов
- ее определяют, условно считая, все полярные связи полностью ионными

Валентность и степень окисления  
почти всегда равны, за  
исключением





# Возможные степени окисления элементов

## а) металлы подгруппы А

- только положительная
  - постоянная
- равна номеру группы



# Возможные степени окисления элементов

## б) металлы подгруппы В

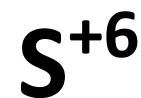
- только положительная
  - переменная
- максимальная = номеру группы



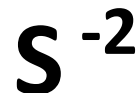
# Возможные степени окисления элементов

## в) неметаллы

- и положительная и отрицательная
  - макс. положительная = номеру группы

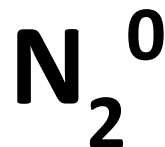
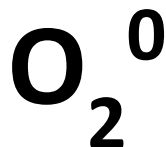
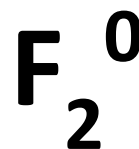
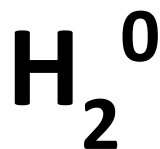


- мин. отрицательная = (номер группы - 8)



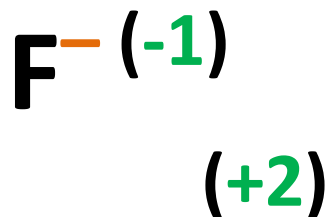
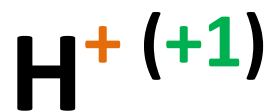
# Правила определения степеней окисления элементов

- 1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.*



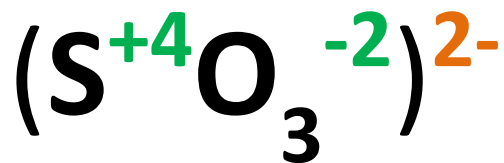
# Правила определения степеней окисления элементов

2. *Степень окисления простого иона равна его заряду.*



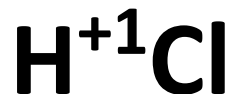
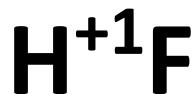
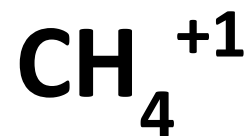
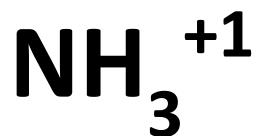
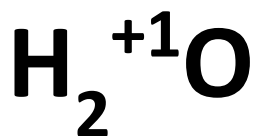
# Правила определения степеней окисления элементов

3. *Заряд сложного иона равен сумме всех степеней окисления с учетом индексов.*

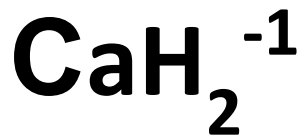


# Правила определения степеней окисления элементов

4. *Степень окисления водорода в его соединениях равна +1*



искл. - *гидриды металлов*  $\text{LiH}^{-1}$



# Правила определения степеней окисления элементов

5. *Степень окисления кислорода равна -2*



исключения:  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$       перекиси  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$



# Правила определения степеней окисления элементов

6. Сумма степеней окисления всех атомов с учетом индексов в сложном веществе равна нулю

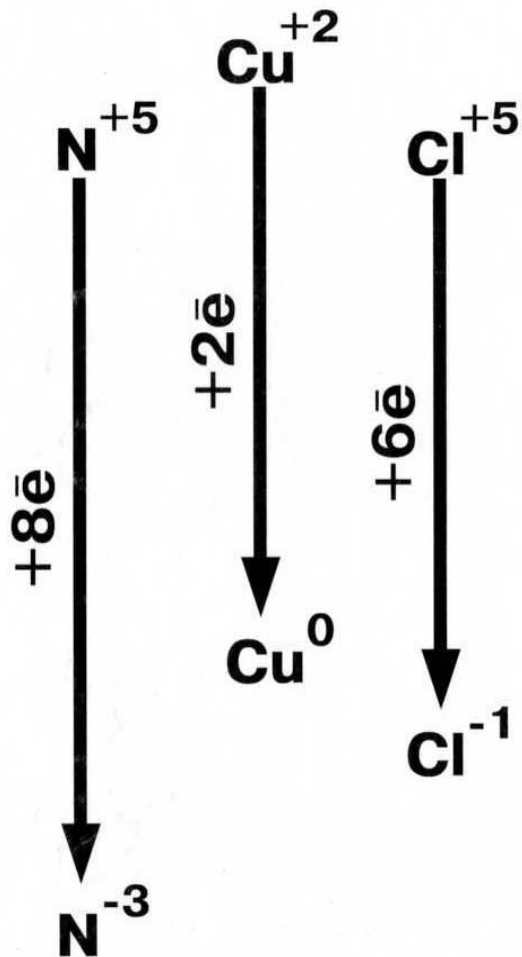


- **Окислитель** - это атомы, ионы или молекулы, которые принимают электроны.
- **Восстановитель** - это атомы, ионы или молекулы, которые отдают электроны.

# СХЕМА ПРОЦЕССОВ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ

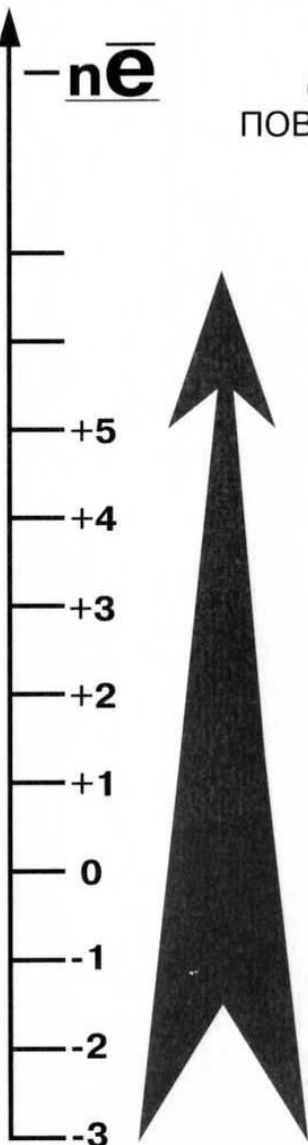
## ВОССТАНОВЛЕНИЕ

(ПРИСОЕДИНЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ,  
ПОНИЖЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ)



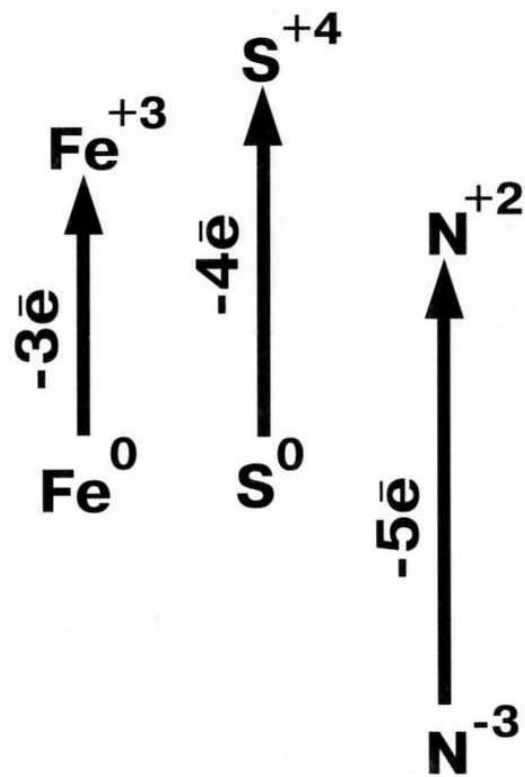
$+n\bar{e}$        $-n\bar{e}$

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ



## ОКИСЛЕНИЕ

(ОТЩЕПЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ,  
ПОВЫШЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ)

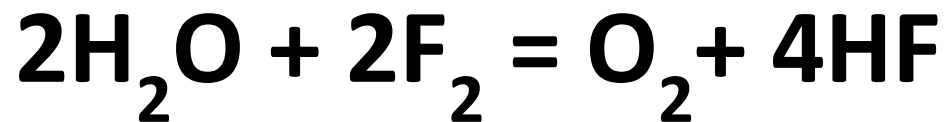


# Окислительно- восстановительные возможности элементов

Соединения, в состав которых входят атомы элементов в своей максимальной (положительной) степени окисления могут только восстанавливаться, выступая в качестве **окислителей**

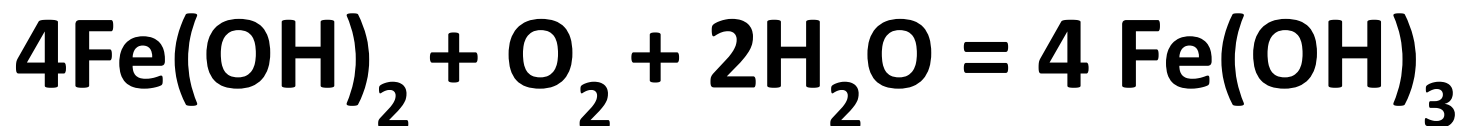
# Важнейшие окислители

1. Галогены, восстанавливаясь, приобретают степень окисления  $-1$ , причем от фтора к йоду их окислительные свойства ослабевают



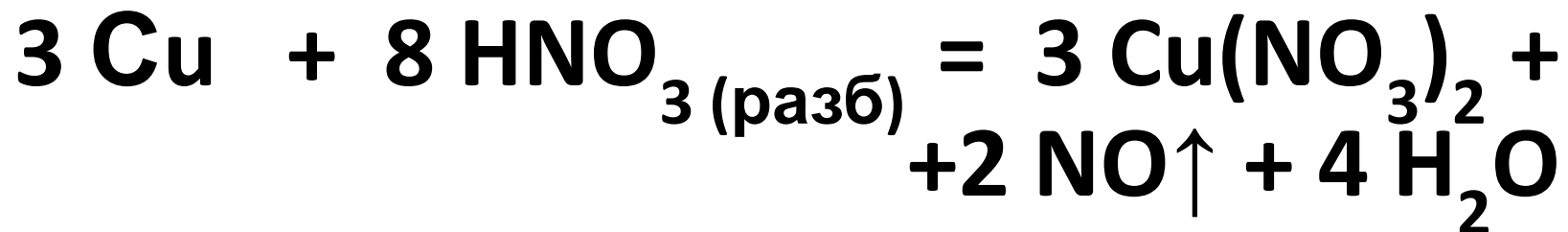
# Важнейшие окислители

2. Кислород  $O_2$ , восстанавливаясь, приобретает степень окисления  $-2$



# Важнейшие окислители

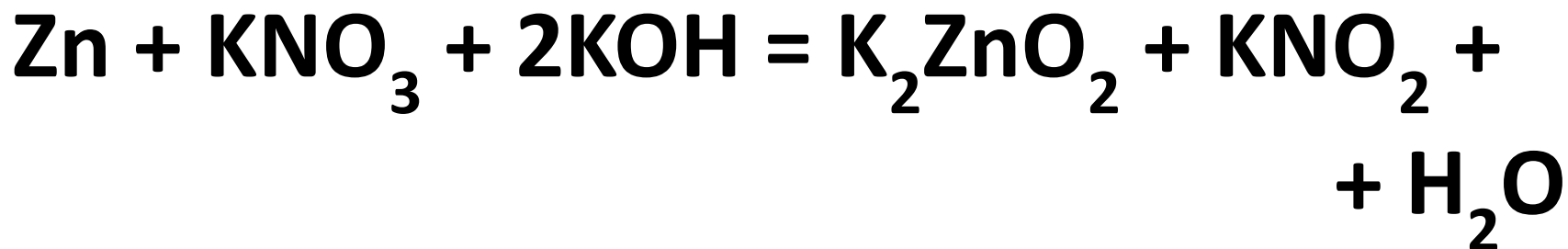
3. **Азотная кислота**  $\text{HNO}_3$  за счет азота в степени окисления +5:



При этом возможно образование различных продуктов восстановления. Это зависит от концентрации кислоты, а также от активности восстановителя.

# Важнейшие окислители

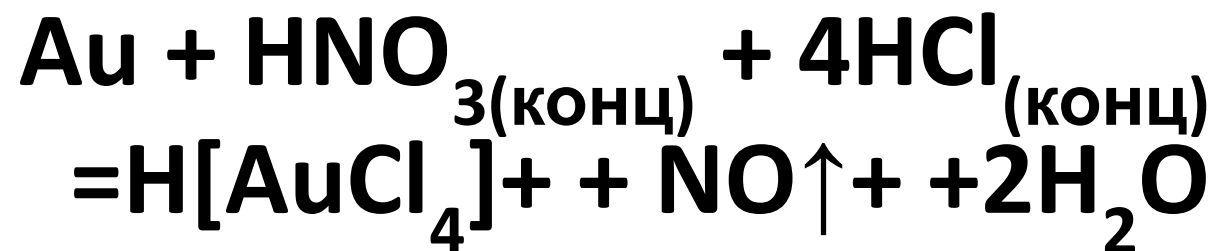
4. Соли азотной кислоты (**нитраты**) могут восстанавливаться в кислотной, а при взаимодействии с активными металлами и в щелочной средах, а также в расплавах:





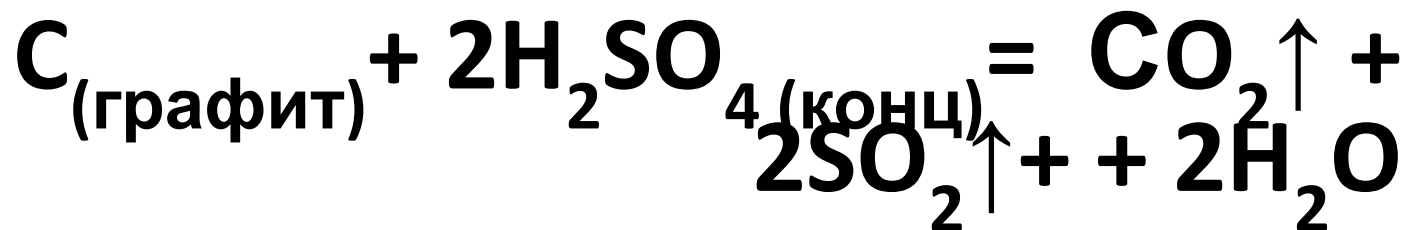
# Важнейшие окислители

5. Царская водка – смесь концентрированных азотной и соляной кислот, смешанных в соотношении 1:3 по объему



# Важнейшие окислители

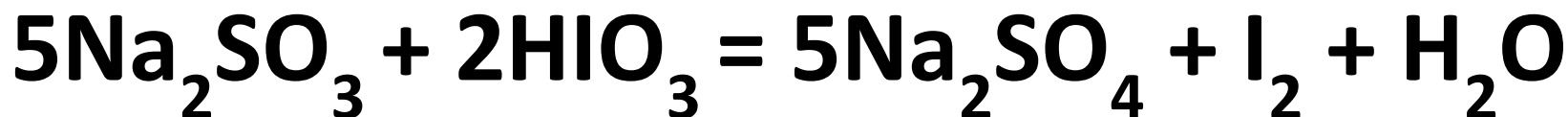
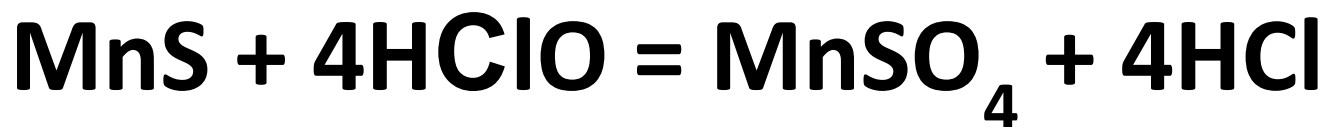
6. **Серная кислота**  $\text{H}_2\text{SO}_4$  проявляет окислительные свойства в концентрированном растворе за счет серы в степени окисления +6



Состав продуктов восстановления ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ) определяется главным образом активностью восстановителя и концентрацией кислоты

# Важнейшие окислители

7. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли часто используются как окислители, хотя многие из них проявляют двойственный характер.



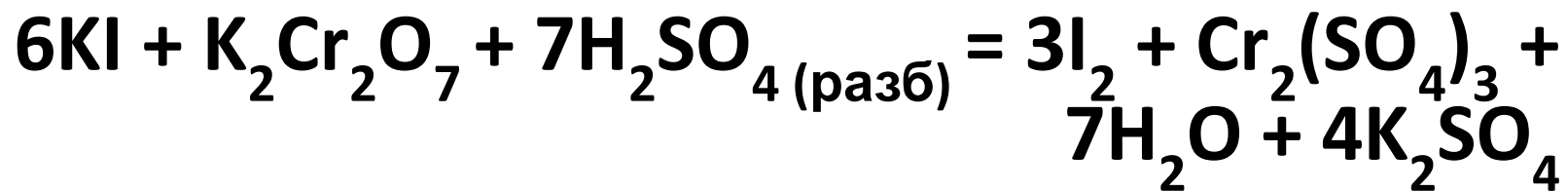
# Важнейшие окислители

8. **Перманганат калия**  $\text{KMnO}_4$  проявляет окислительные свойства за счет марганца в степени окисления +7

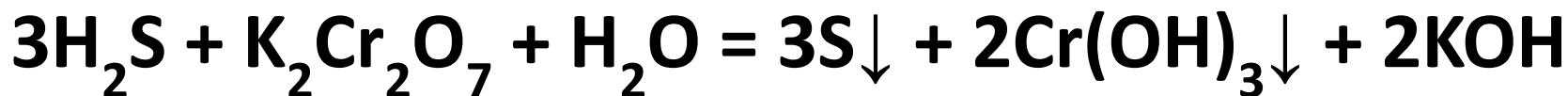
В зависимости от среды, в которой протекает реакция, он восстанавливается до разных продуктов

# Важнейшие окислители

9. Дихромат калия  $K_2Cr_2O_7$ , в состав молекулы которого входит хром в степени окисления +6, является сильным окислителем при спекании и в кислотном растворе:

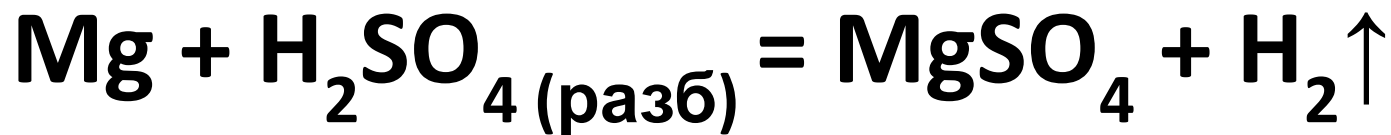


и в нейтральной среде:



# Важнейшие окислители

10. **Ион водорода  $H^+$**  выступает как окислитель при взаимодействии активных металлов с разбавленными растворами кислот (за исключением  $HNO_3$ ):

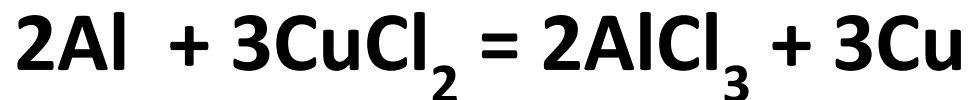


# Важнейшие окислители

11. Ионы металлов в относительно высокой степени окисления ( $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{+2}$ ) восстанавливаясь, превращаются в ионы более низкой степени окисления:



или выделяются из растворов их солей в виде металлов:



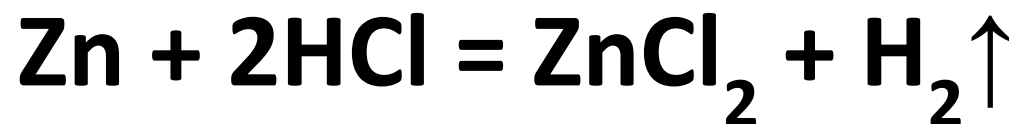
# Окислительно- восстановительные возможности элементов

Соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисления могут только окисляться и выступать в качестве **восстановителей**



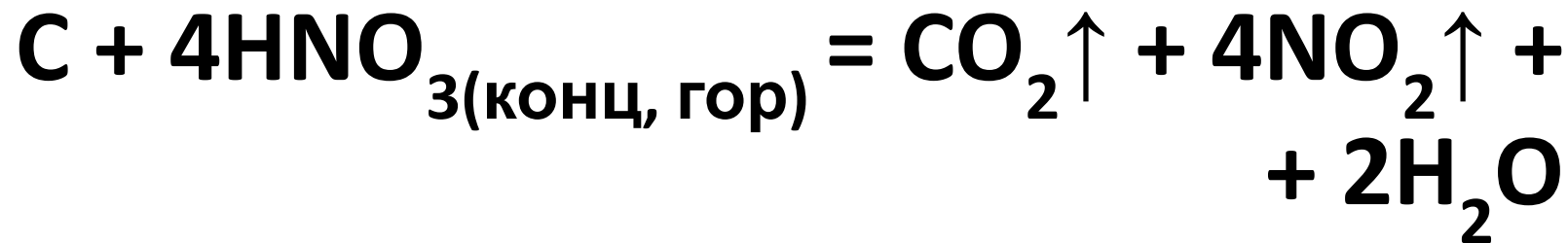
# Важнейшие восстановители

1. **Активные металлы** (щелочные и щелочно-земельные металлы, цинк, алюминий, железо и др.)



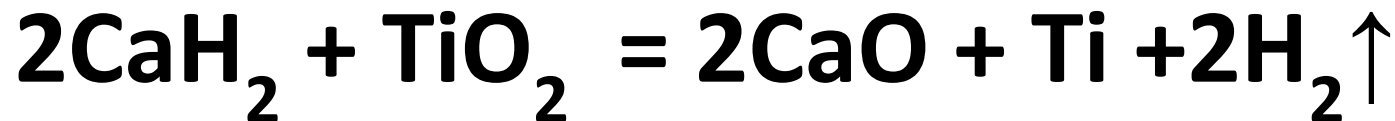
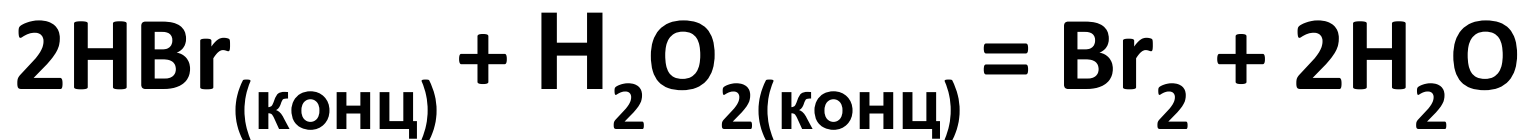
# Важнейшие восстановители

## 2. Некоторые неметаллы (H<sub>2</sub>, C, P, Si)



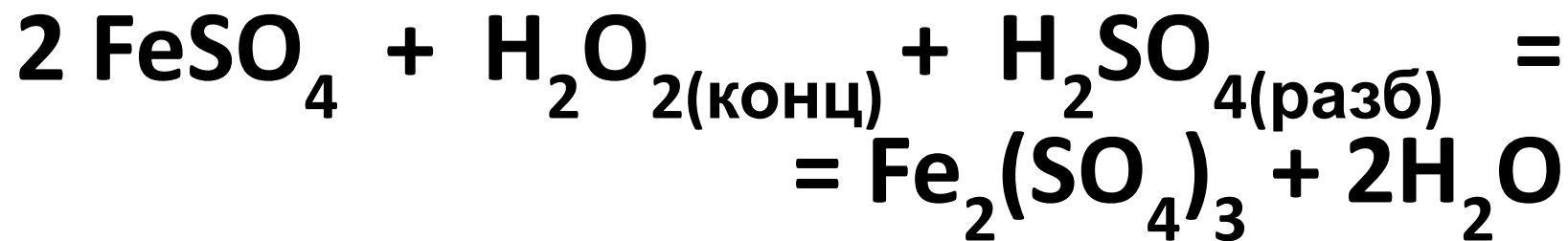
# Важнейшие восстановители

3. Бескислородные анионы ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{H}^-$ )



# Важнейшие восстановители

## 4. Катионы металлов в низшей степени окисления



# **Окислительно- восстановительные**

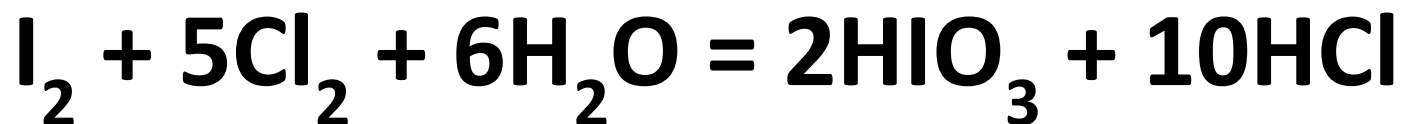
## **ВОЗМОЖНОСТИ ЭЛЕМЕНТОВ**

- **Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления обладают окислительно-восстановительной двойственностью.**
- **В зависимости от партнера по реакции способны и принимать, и отдавать электроны**

# Окислительно- восстановительная двойственность

1. Галогены под действием более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства (за искл.  $F_2$ ).

Их окислительные способности уменьшаются, а восстановительные способности увеличиваются от  $Cl_2$  к  $I_2$

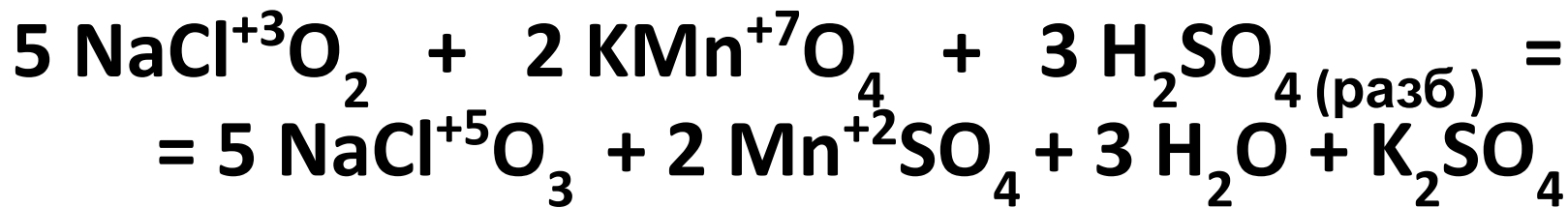


# Окислительно- восстановительная двойственность

2. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли, в состав молекул которых входит галоген в промежуточной степени окисления (+1, +3, +5)

*окислитель:*  $S^0 + NaCl^{+3}O_2 = NaCl^{-1} + S^{+4}O_2 \uparrow$

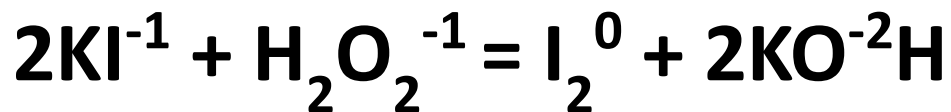
*восстановитель:*



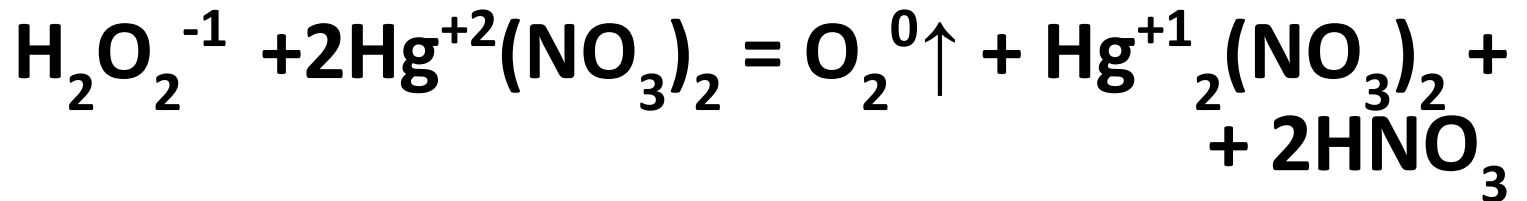
# Окислительно- восстановительная

## двойственность

3. Перекись водорода в присутствии  
типичных восстановителей проявляет  
*окислительные свойства*



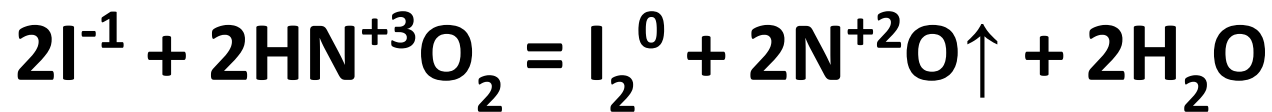
при взаимодействии с сильными  
окислителями проявляет  
*восстановительные свойства*



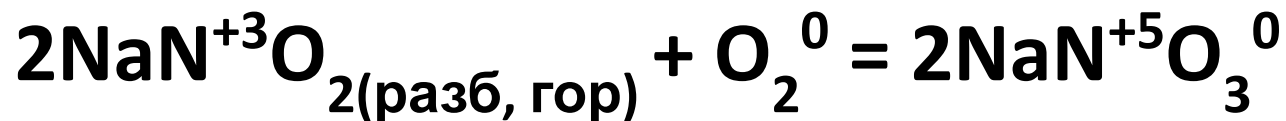


# Окислительно- восстановительная двойственность

4. Азотистая кислота и нитриты могут выступать как в роли *окислителей*:



так и в роли *восстановителей*



# Метод электронного баланса

1. Определить степени окисления всех элементов.
2. Выписать элементы, изменившие степень окисления.
3. Если степень окисления равна нулю, то индекс нужно сохранить.

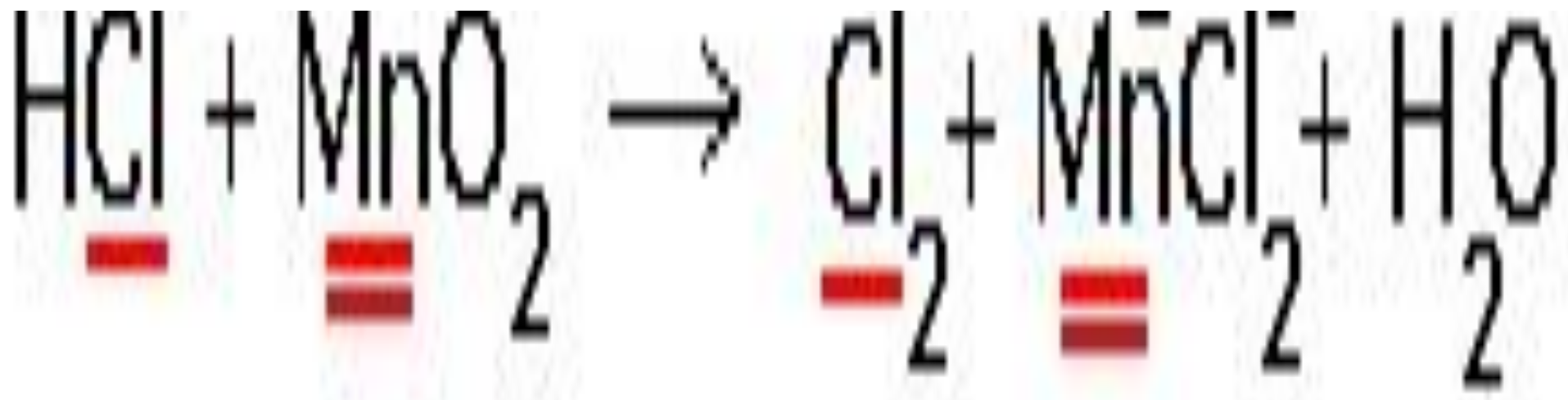
# Метод электронного баланса

4. Определить переход электронов, наименьшее общее кратное, коэффициенты.

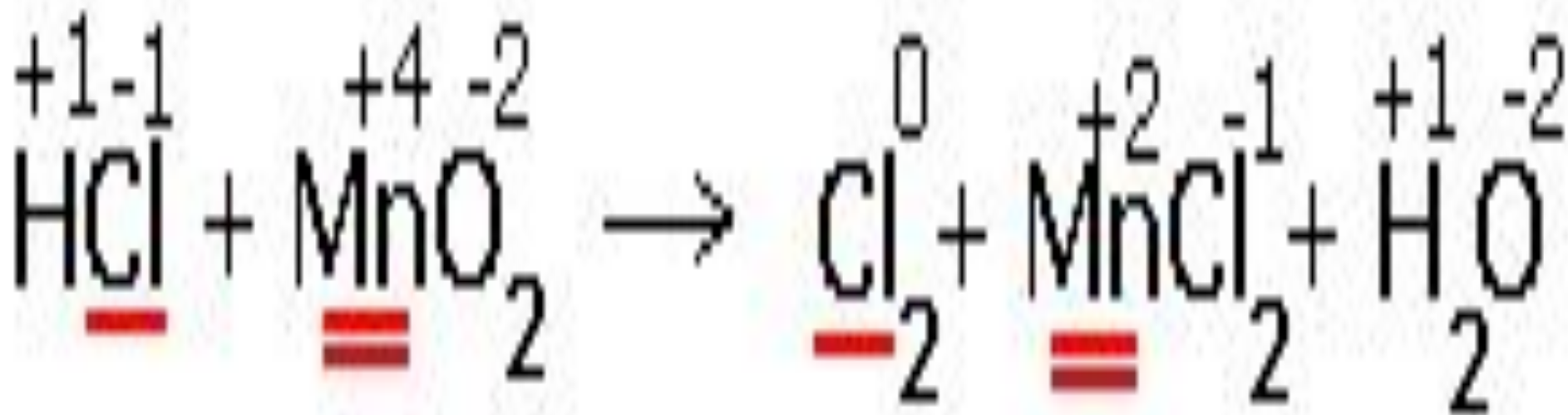
5. Уравнять.

6. Определить окислитель и восстановитель.

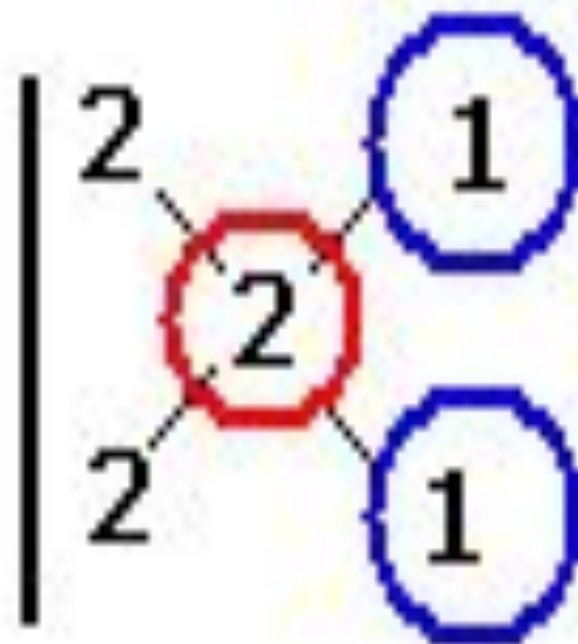
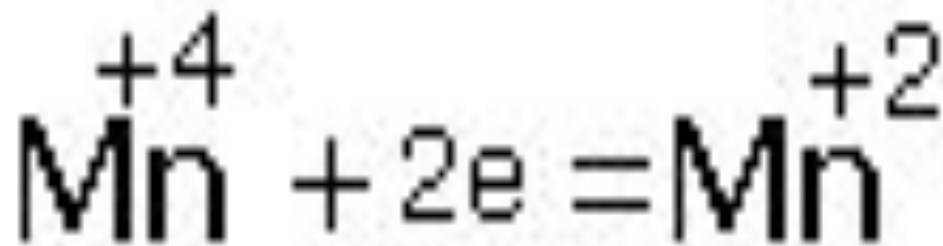
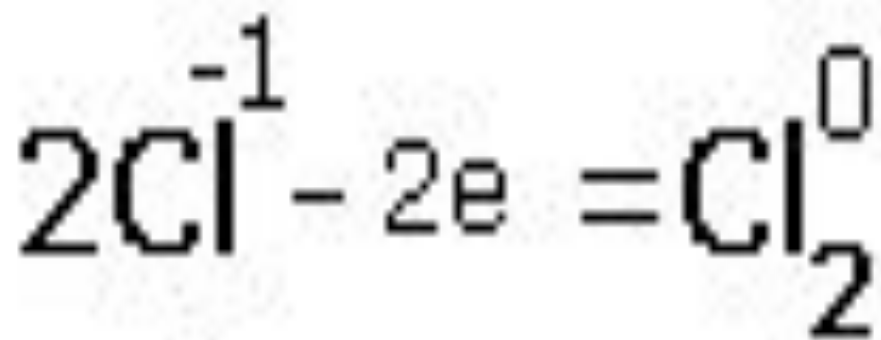
# Метод электронного баланса



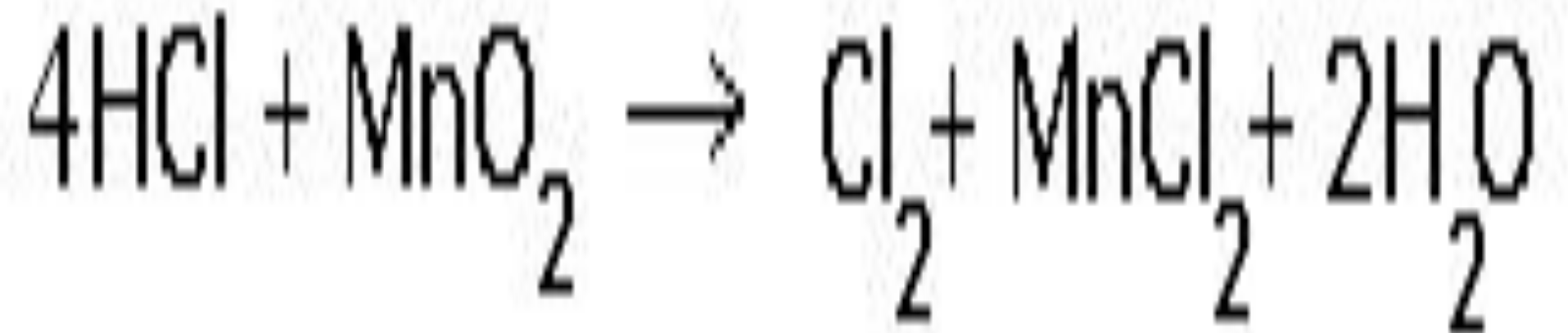
# Метод электронного баланса



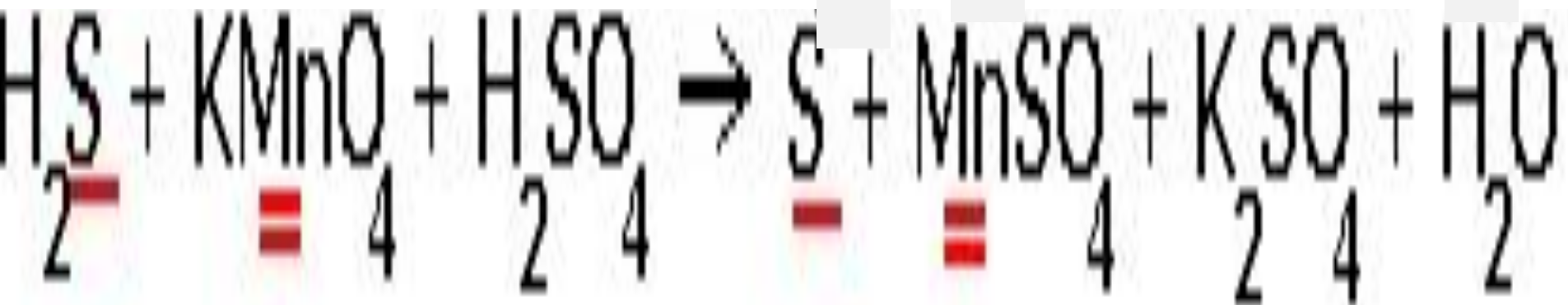
# Метод электронного баланса



# Метод электронного баланса

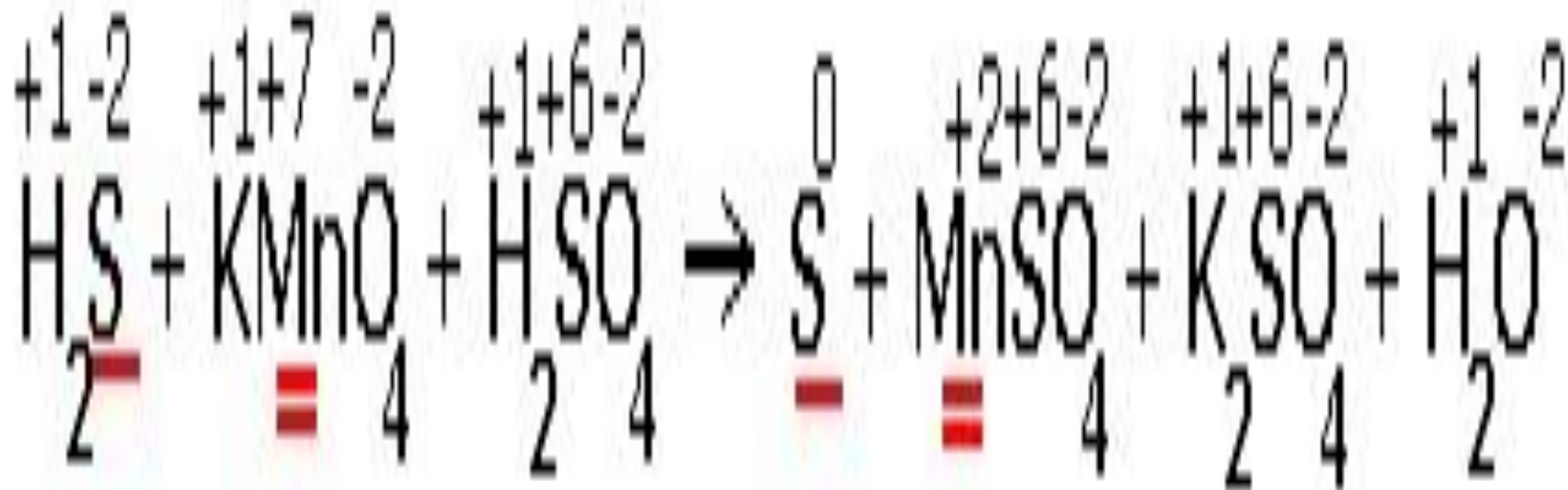


# Метод электронного баланса

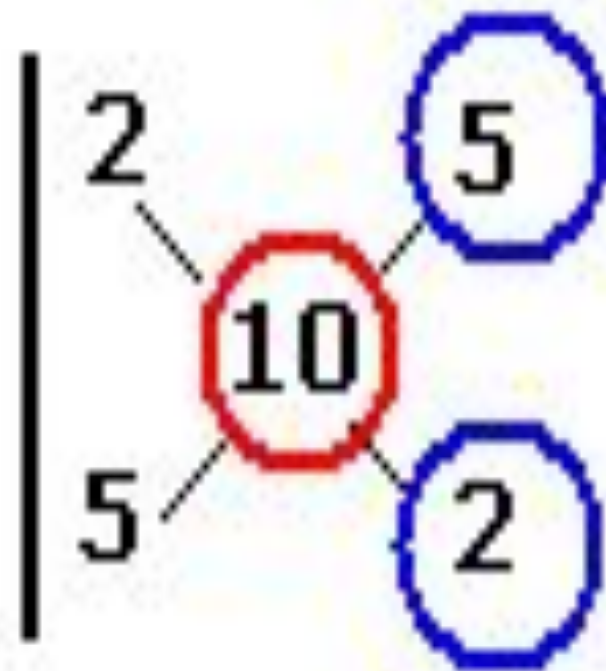
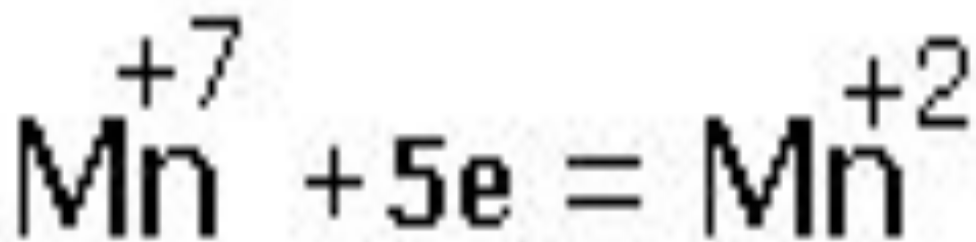
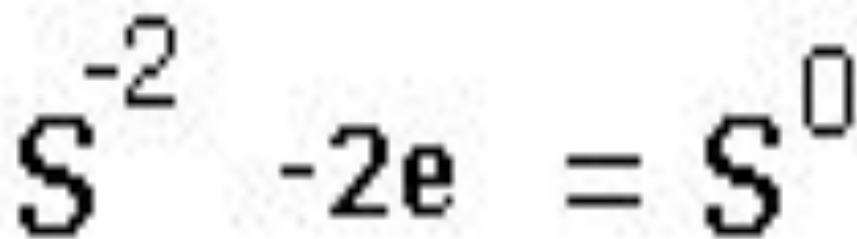




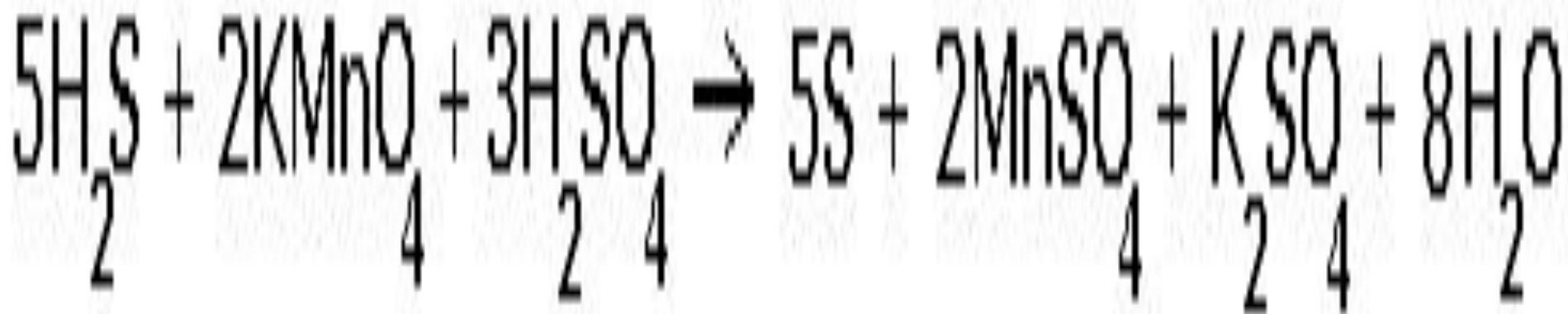
# Метод электронного баланса



# Метод электронного баланса



# Метод электронного баланса



# Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда ( $\text{H}^+$ )



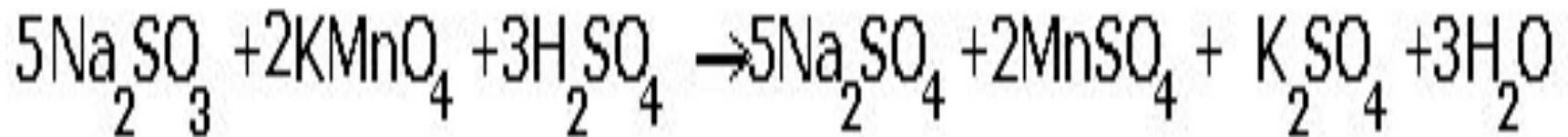
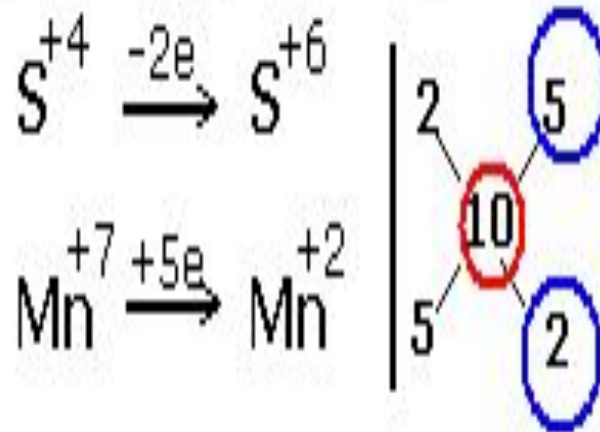
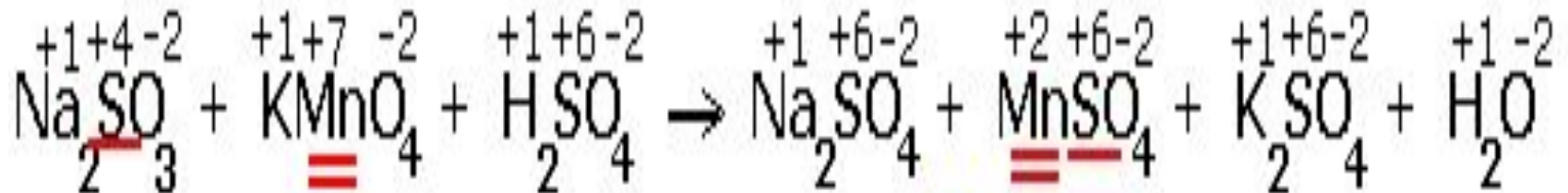
Нейтральная среда ( $\text{H}_2\text{O}$ )



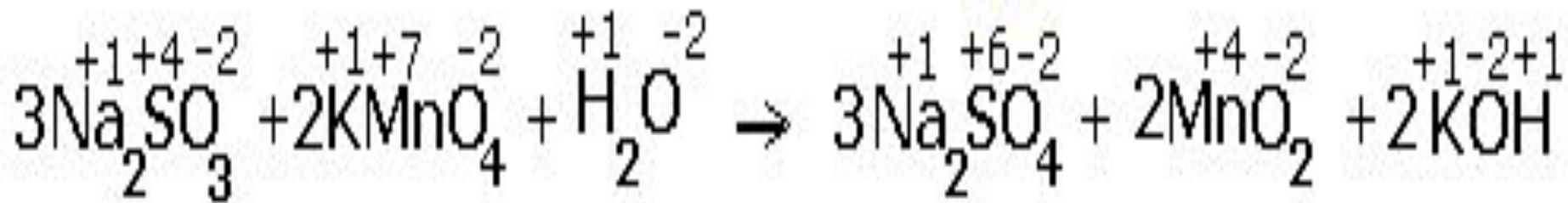
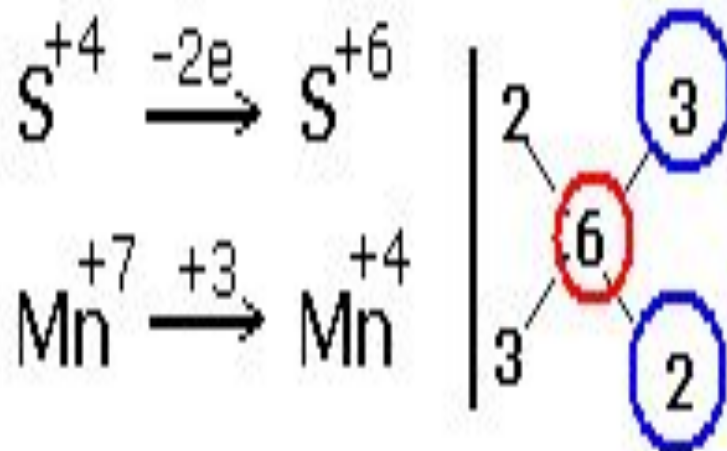
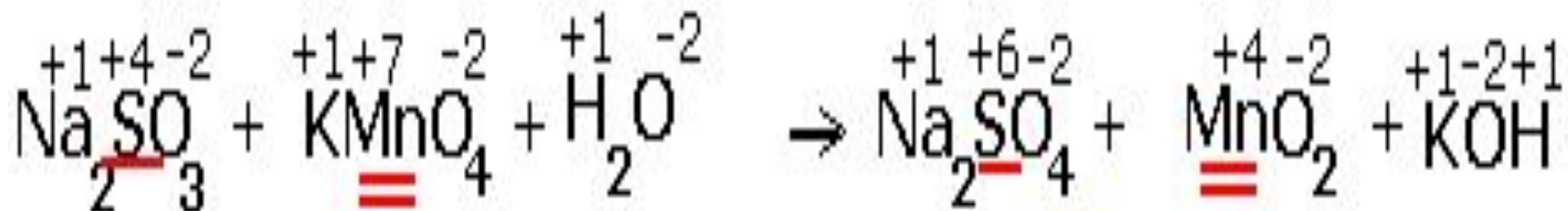
Щелочная среда ( $\text{OH}^-$ )



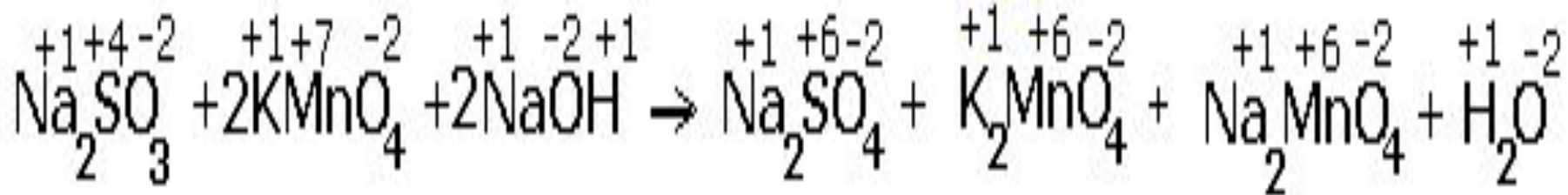
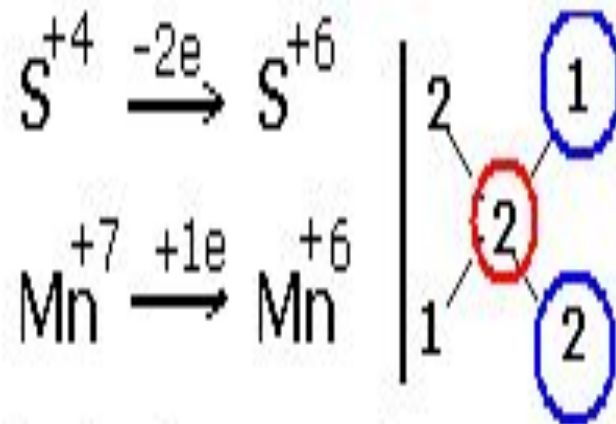
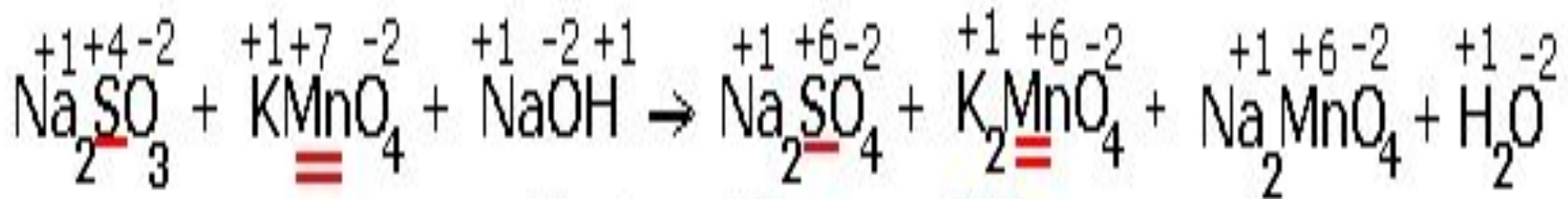
# Реакция в кислой среде



# Реакция в нейтральной среде



# Реакция в щелочной среде



# Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда ( $\text{H}^+$ )



Нейтральная среда ( $\text{H}_2\text{O}$ )



Щелочная среда ( $\text{OH}^-$ )





# Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H<sup>+</sup>)  
**Cr<sup>+6</sup>** (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>)  
(раствор оранжевого цвета)

Щелочная среда (OH<sup>-</sup>)  
**Cr<sup>+6</sup>** (K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>)  
(раствор желтого цвета)

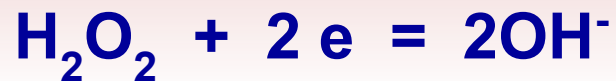
# Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда ( $\text{H}^+$ )



Нейтральная, щелочная среды



# Классификация ОВР

1. Если окислитель и восстановитель – разные вещества, то такие реакции относятся к *межмолекулярным*:  $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
2. При термическом разложении сложных соединений, в состав которых входят окислитель и восстановитель в виде атомов разных элементов, происходят окислительно-восстановительные реакции, называемые *внутримолекулярными*:



# Классификация ОВР

3. Реакции *диспропорционирования* могут происходить, если соединения, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, попадают в условия, где они оказываются неустойчивыми (например, при повышенной температуре). Степень окисления этого элемента и повышается и понижается:



# Классификация ОВР

4. Реакции *контрпропорционирования* – это процессы взаимодействия окислителя и восстановителя, в состав которых входит один и тот же элемент в разных степенях окисления. В результате продуктом окисления и продуктом восстановления является вещество с промежуточной степенью окисления атомов данного элемента:



# Классификация ОВР

5. Существуют реакции *смешанного типа* - внутримолекулярной реакции контрпропорционирования относится реакция разложения нитрата аммония:



# Электролиз

Совокупность окислительно-восстановительных реакций, которые протекают на электродах в растворах или расплавах электролитов при пропускании через них электрического тока, называют **электролизом**.

# Химические источники тока

Устройства для прямого преобразования химической энергии окислительно-восстановительной реакции в электрическую энергию.

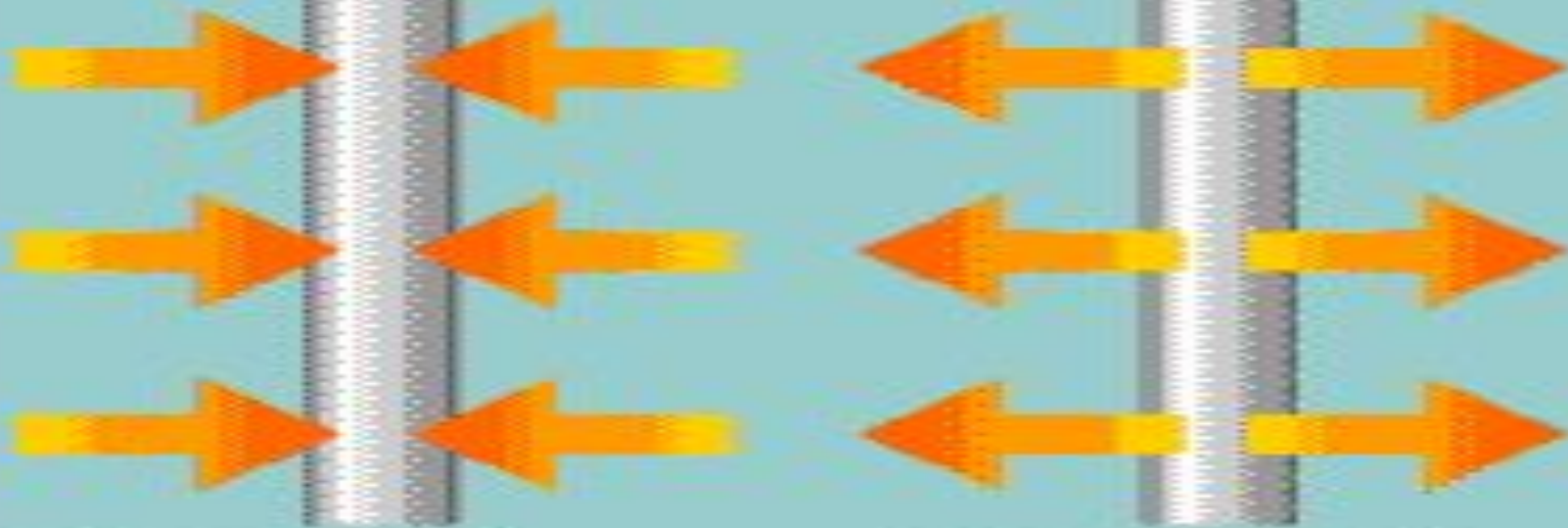


Electrons

Anode -

Cathode +

Galvanic Cell



Oxidation

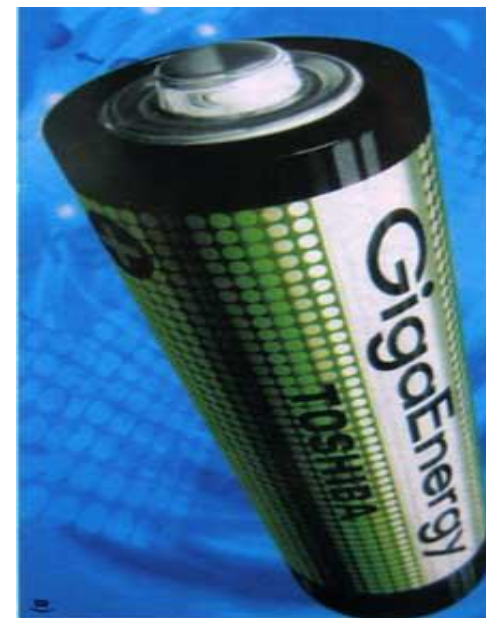
Reduction

# Устройство гальванического элемента



Гальванический элемент- химический источник тока, в котором электрическая энергия вырабатывается в результате прямого преобразования химической энергии окислительно-восстановительной реакцией.

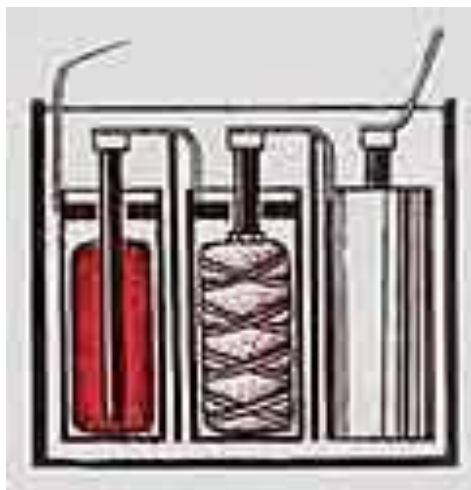
# Источники электрического тока



# Источники тока прошлого века



Из нескольких гальванических элементов  
можно составить батарею



Батарея (элемент питания) - обиходное название источника электричества для автономного питания портативного устройства. Может представлять собой одиночный гальванический элемент, аккумулятор или их соединение в батарею для увеличения напряжения.



# Аккумулятор

Химический источник тока многоразового действия

Электрические аккумуляторы используются для накопления энергии и автономного питания различных потребителей









