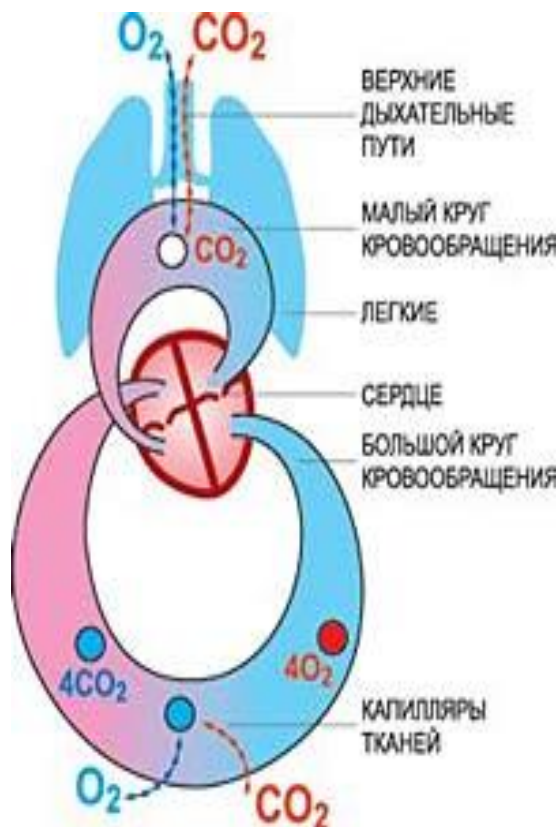
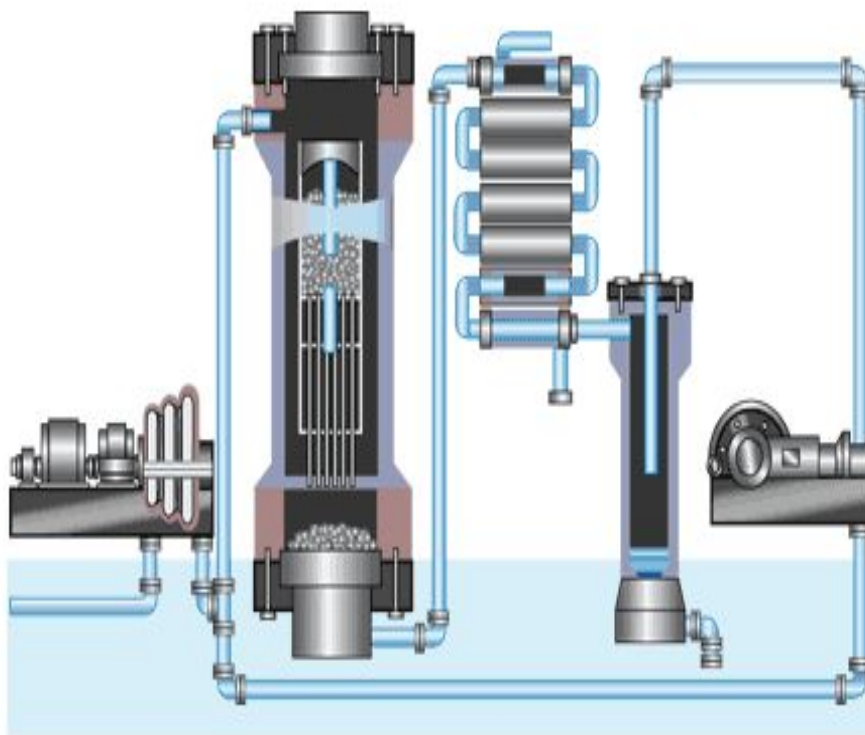


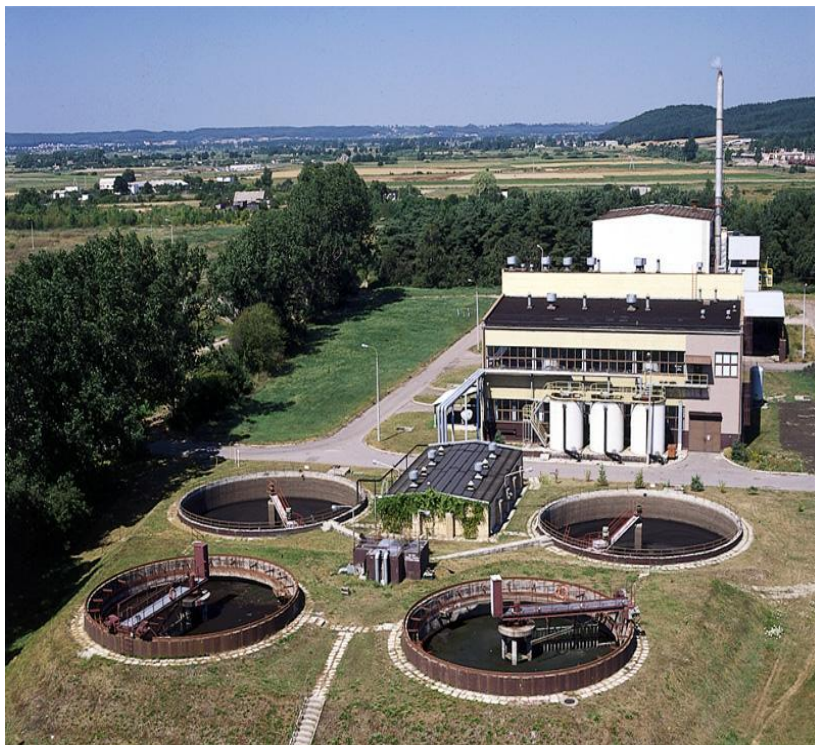
Окислительно- восстановительные реакции



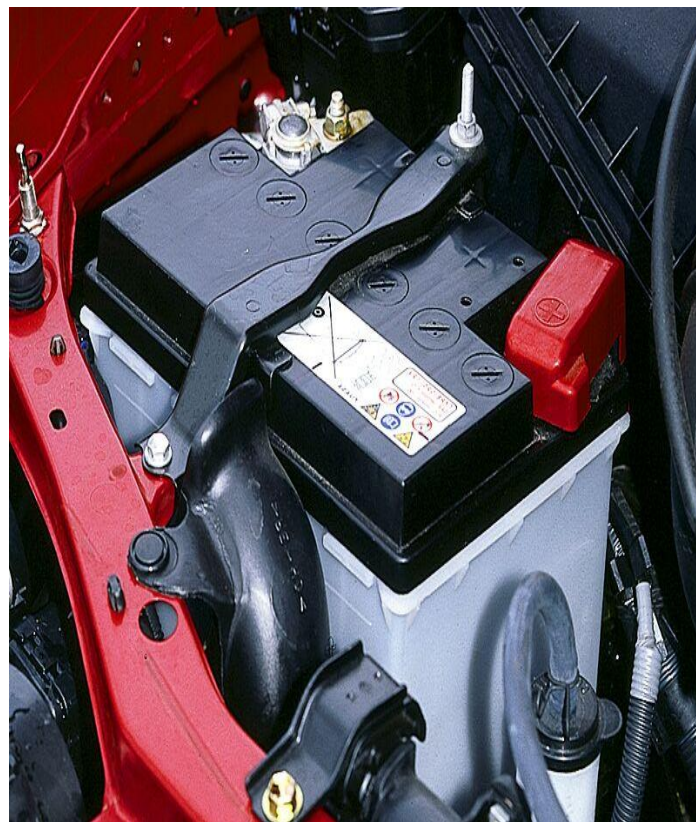
**Основа жизнедеятельности организмов
(дыхание, гниение, брожение, обмен
веществ, фотосинтез, горение),
коррозия металлов**



**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)

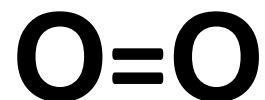
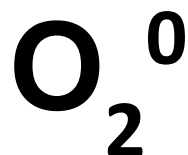
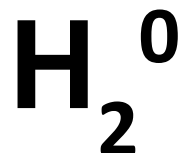
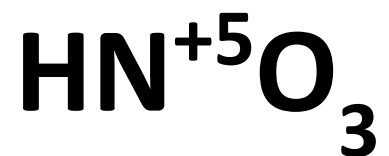
Окислительно- восстановительные реакции

— 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

Na ⁺¹

Ca ⁺²

Возможные степени окисления элементов

б) металлы подгруппы В

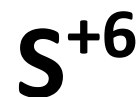
- только положительная
- переменная
- максимальная = номеру группы



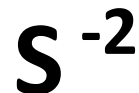
Возможные степени окисления элементов

в) неметаллы

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

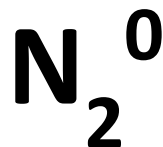
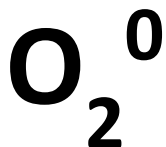
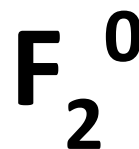
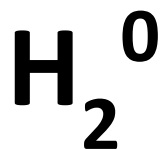


- мин. отрицательная = (номер группы - 8)



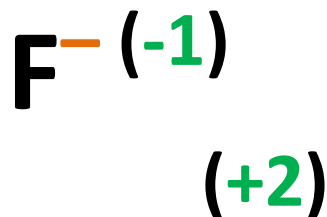
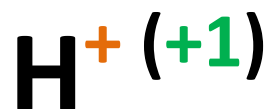
Правила определения степеней окисления элементов

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



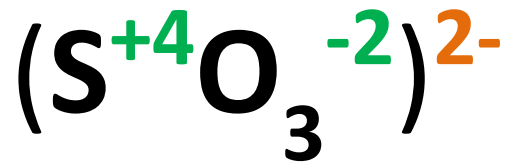
Правила определения степеней окисления элементов

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



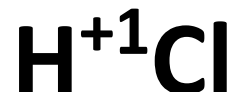
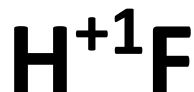
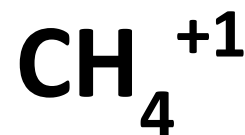
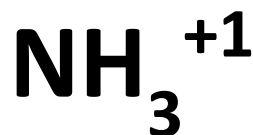
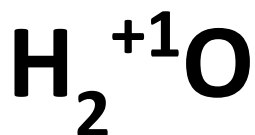
Правила определения степеней окисления элементов

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

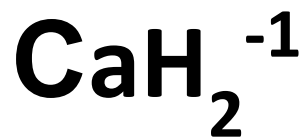


Правила определения степеней окисления элементов

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

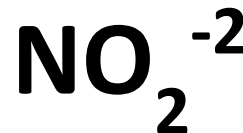
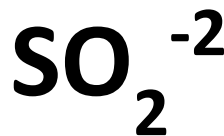
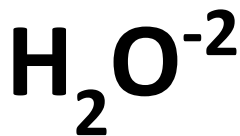
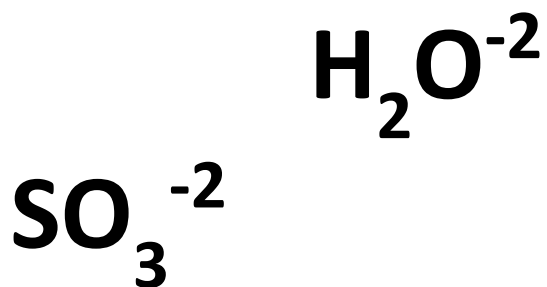


искл. - *гидриды металлов* LiH^{-1}



Правила определения степеней окисления элементов

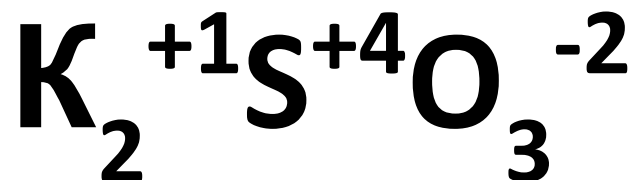
5. *Степень окисления кислорода равна -2*



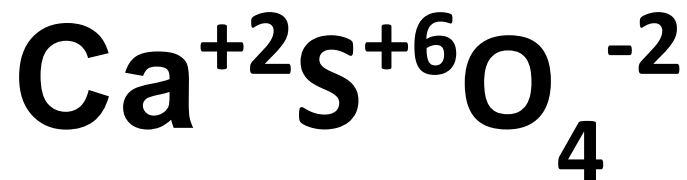
исключения: O^{+2}F_2 перекиси $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$

Правила определения степеней окисления элементов

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



$$+1*2 + 4*1 - 2*3 = 0$$



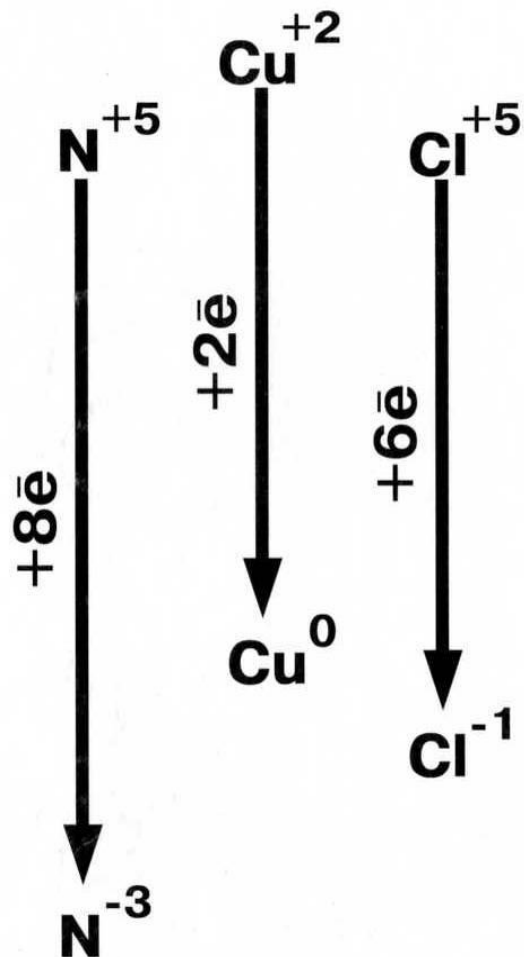
$$+2*1 + 6*1 - 2*4 = 0$$

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

СХЕМА ПРОЦЕССОВ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ

ВОССТАНОВЛЕНИЕ

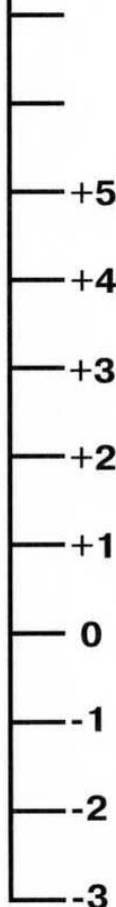
(ПРИСОЕДИНЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ,
ПОНИЖЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ)



$+n\bar{e}$

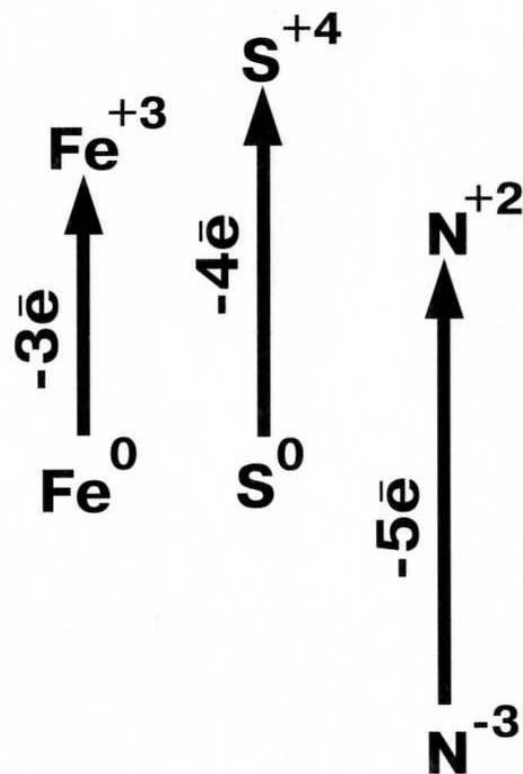
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

$-n\bar{e}$



ОКИСЛЕНИЕ

(ОТЩЕПЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ,
ПОВЫШЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ)

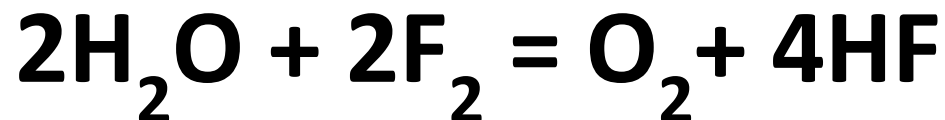


Окислительно- восстановительные возможности элементов

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

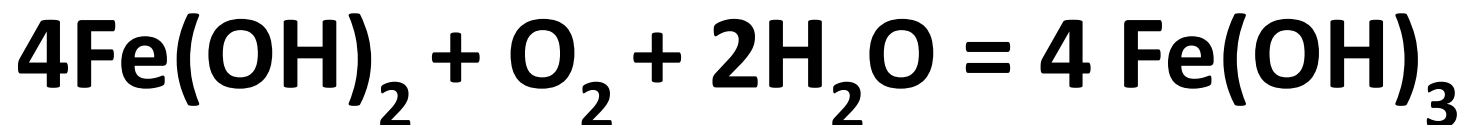
Важнейшие окислители

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



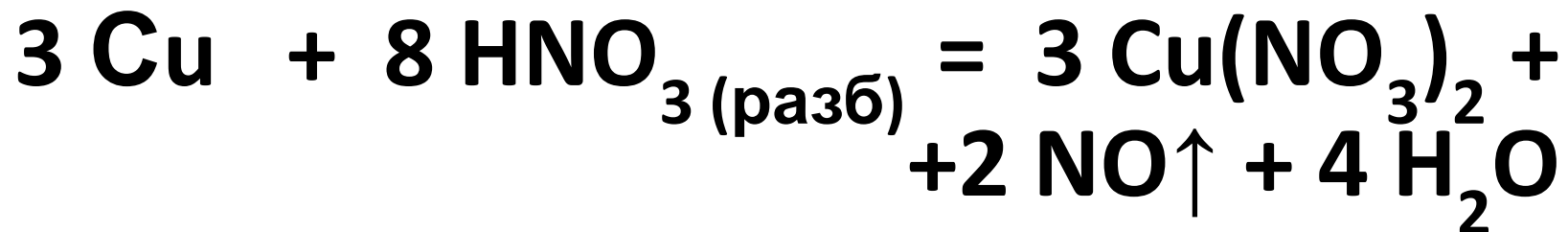
Важнейшие окислители

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



Важнейшие окислители

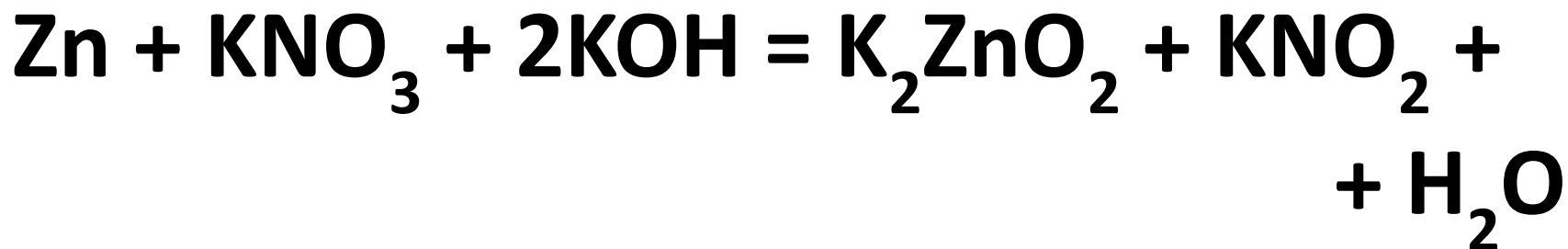
3. **Азотная кислота** HNO_3 за счет азота в степени окисления +5:



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

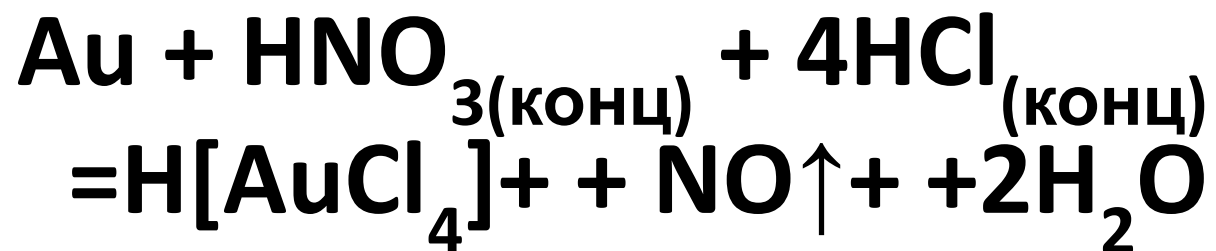
Важнейшие окислители

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



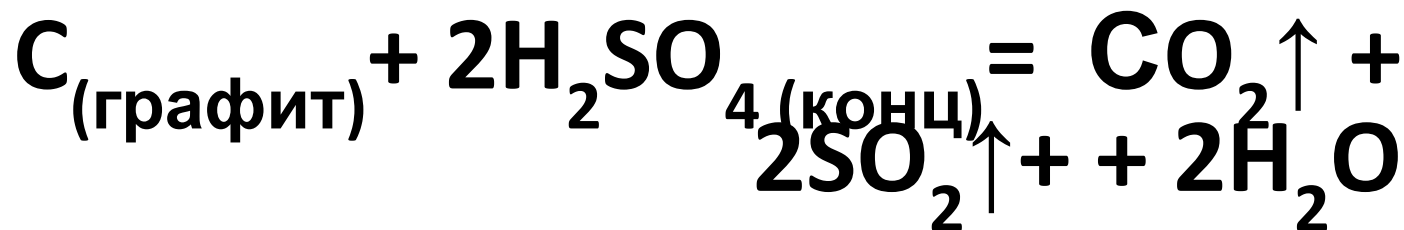
Важнейшие окислители

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



Важнейшие окислители

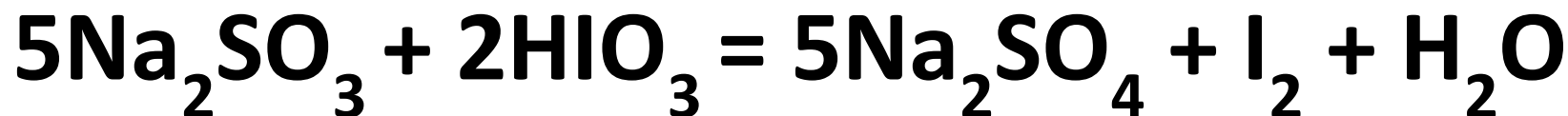
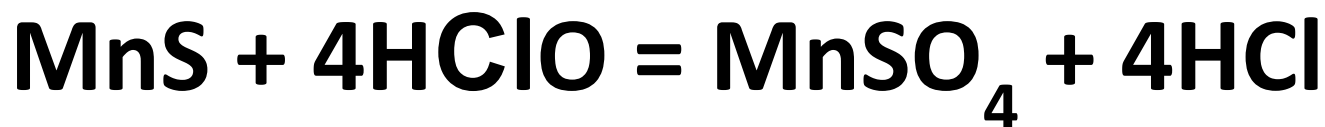
6. **Серная кислота** H_2SO_4 проявляет окислительные свойства в концентрированном растворе за счет серы в степени окисления +6



Состав продуктов восстановления (H_2S , S , 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.



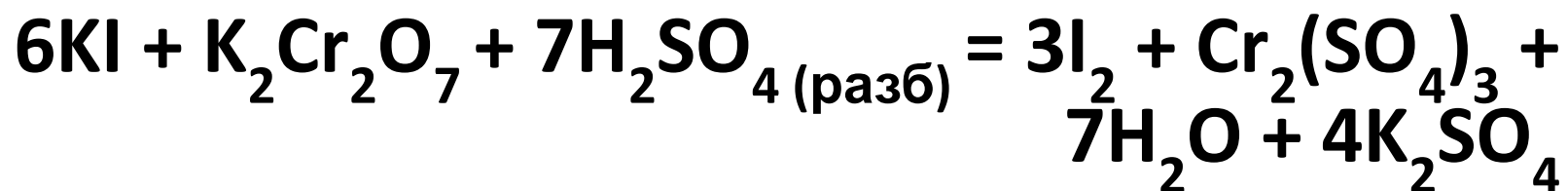
Важнейшие окислители

8. **Перманганат калия** KMnO_4 проявляет окислительные свойства за счет марганца в степени окисления +7

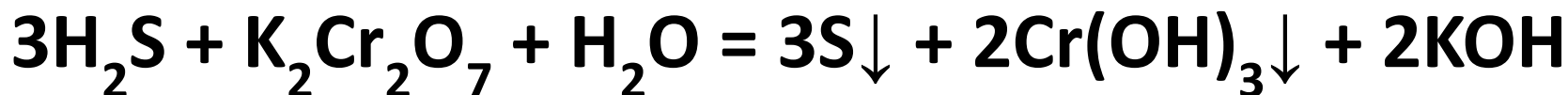
В зависимости от среды, в которой протекает реакция, он восстанавливается до разных продуктов

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:

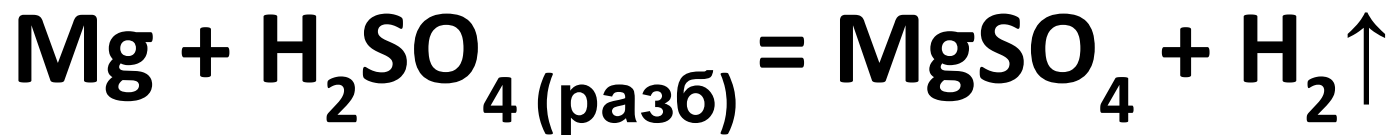


и в нейтральной среде:



Важнейшие окислители

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

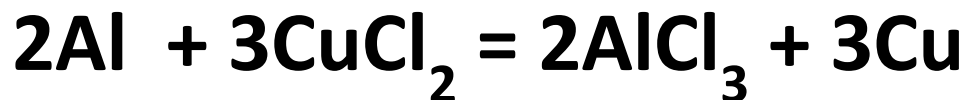


Важнейшие окислители

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



или выделяются из растворов их солей в виде металлов:

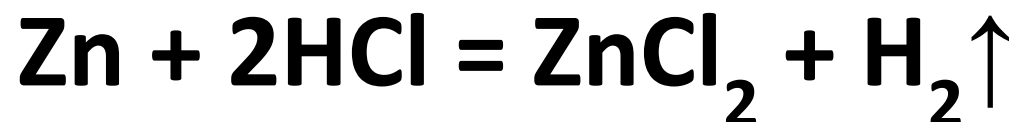


Окислительно- восстановительные возможности элементов

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

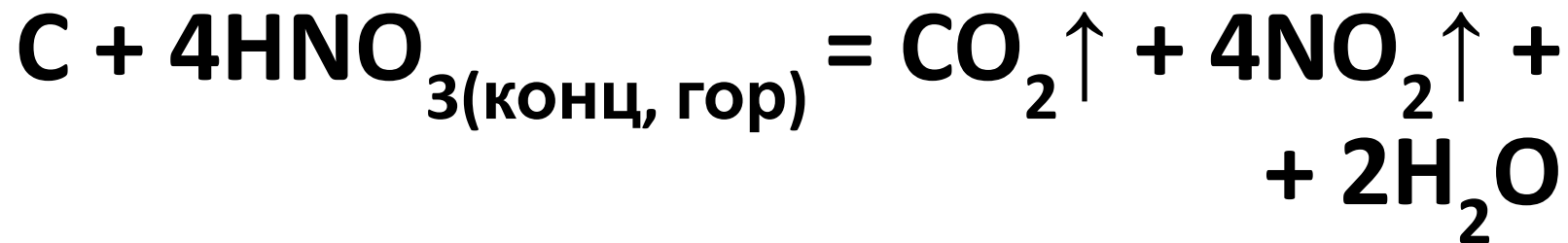
Важнейшие восстановители

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



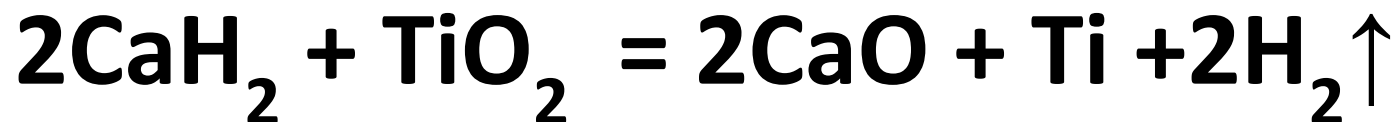
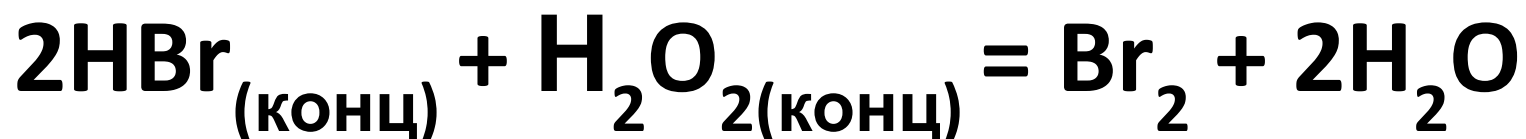
Важнейшие восстановители

2. Некоторые неметаллы (H₂, C, P, Si)



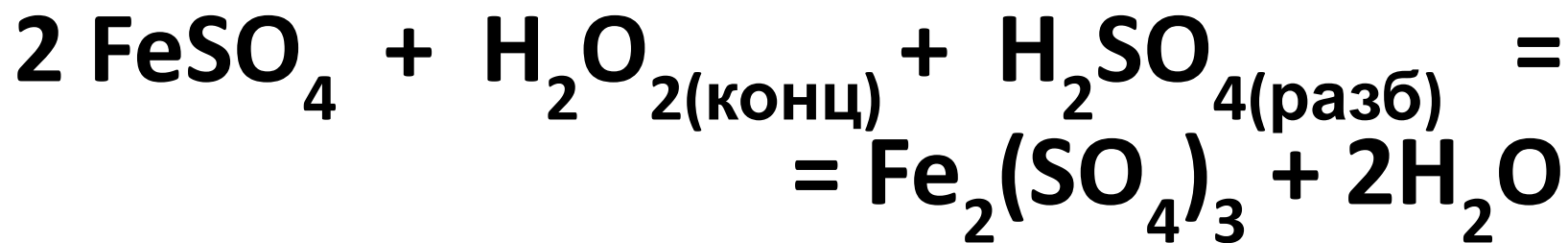
Важнейшие восстановители

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



Важнейшие восстановители

4. Катионы металлов в низшей степени окисления



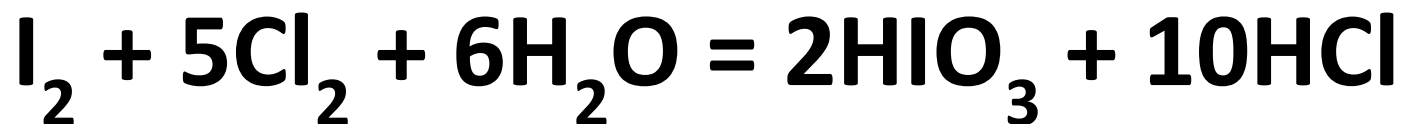
Окислительно- восстановительные возможности элементов

- 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

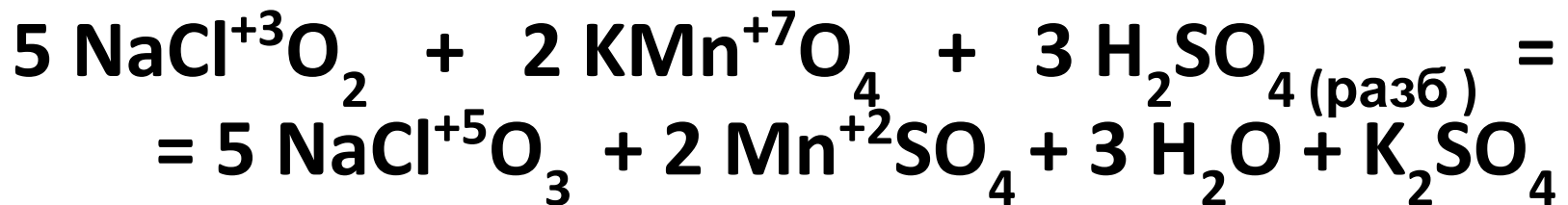


Окислительно- восстановительная двойственность

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

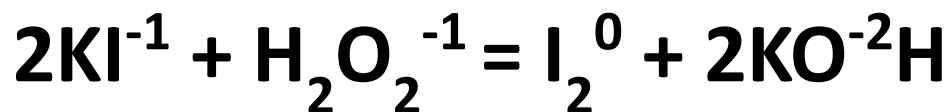
окислитель: $S^0 + NaCl^{+3}O_2 = NaCl^{-1} + S^{+4}O_2 \uparrow$

восстановитель:

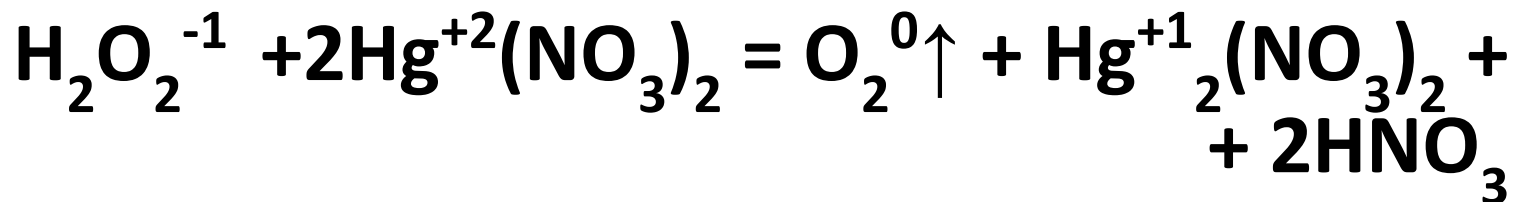


Окислительно- восстановительная двойственность

3. Перекись водорода в присутствии
типичных восстановителей проявляет
окислительные свойства

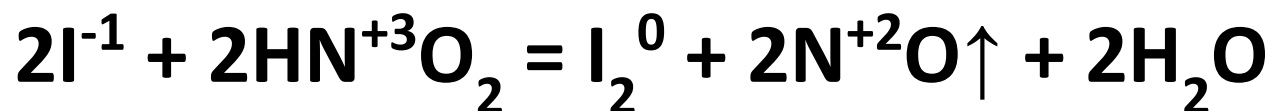


при взаимодействии с сильными
окислителями проявляет
восстановительные свойства

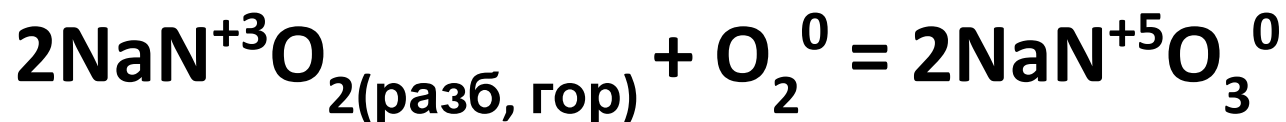


Окислительно- восстановительная двойственность

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.

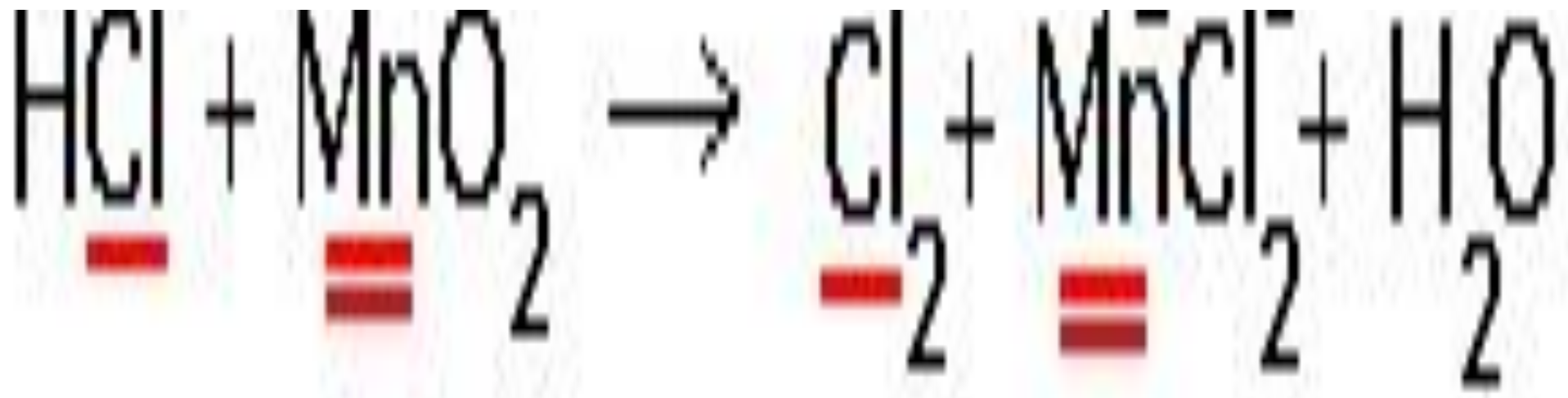
Метод электронного баланса

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

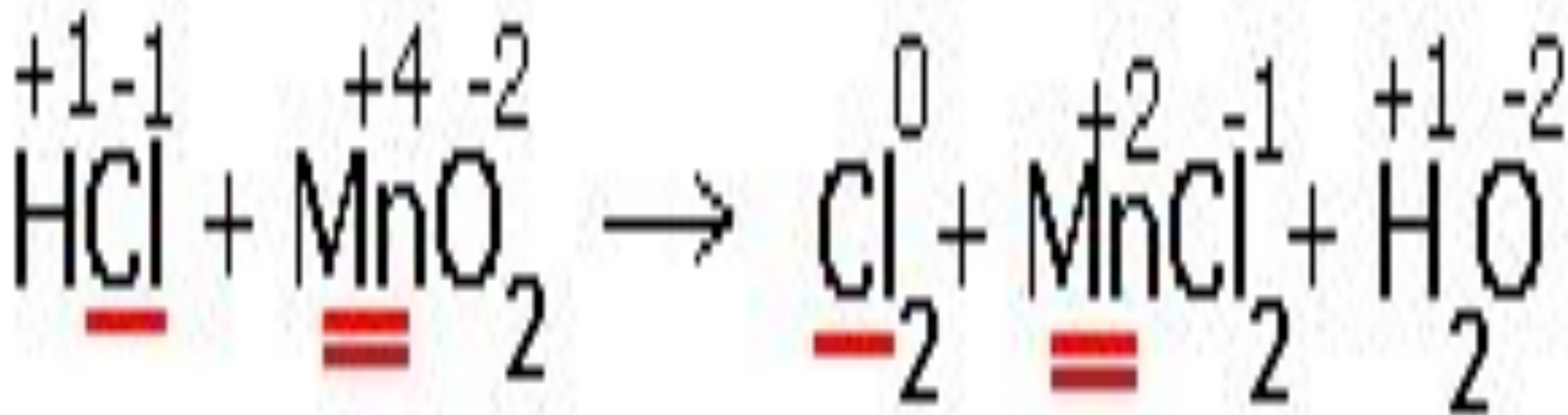
5. Уравнять.

6. Определить окислитель и восстановитель.

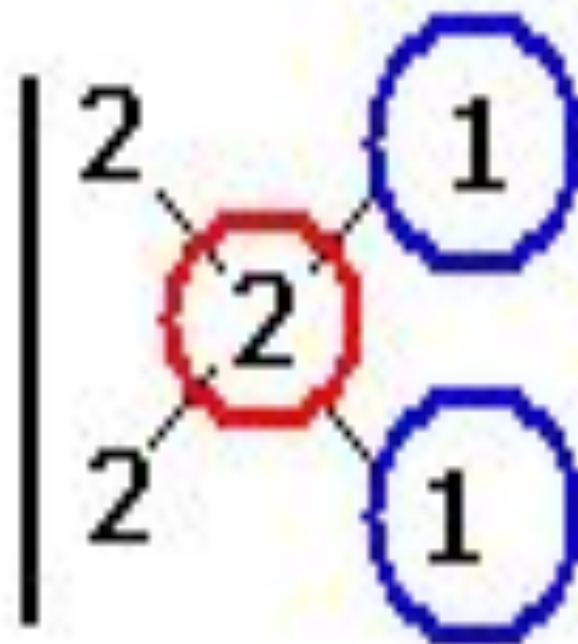
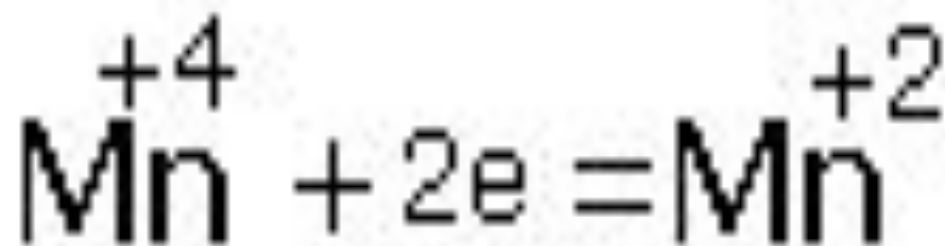
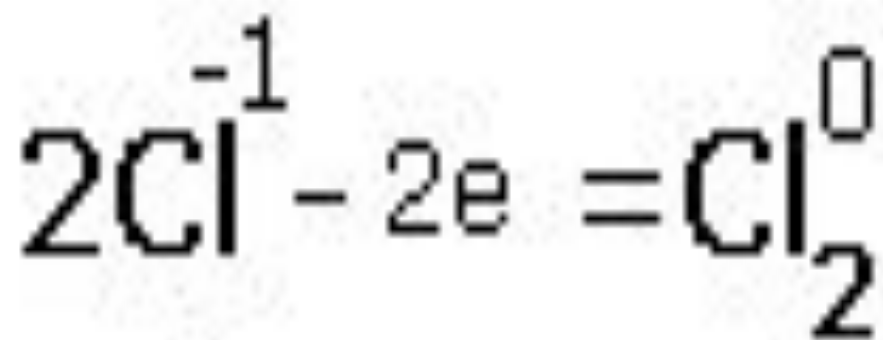
Метод электронного баланса



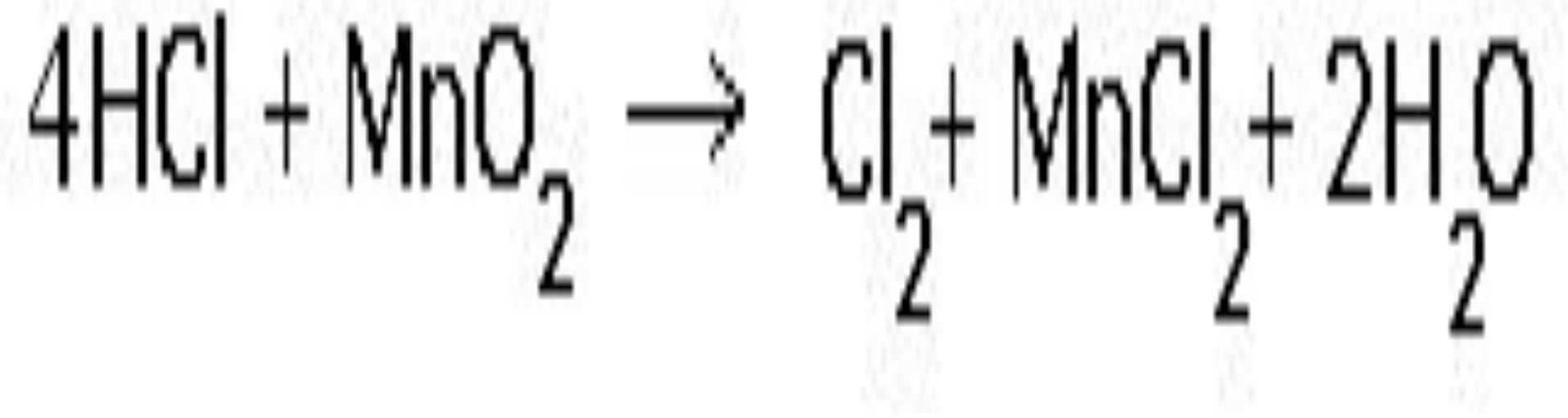
Метод электронного баланса



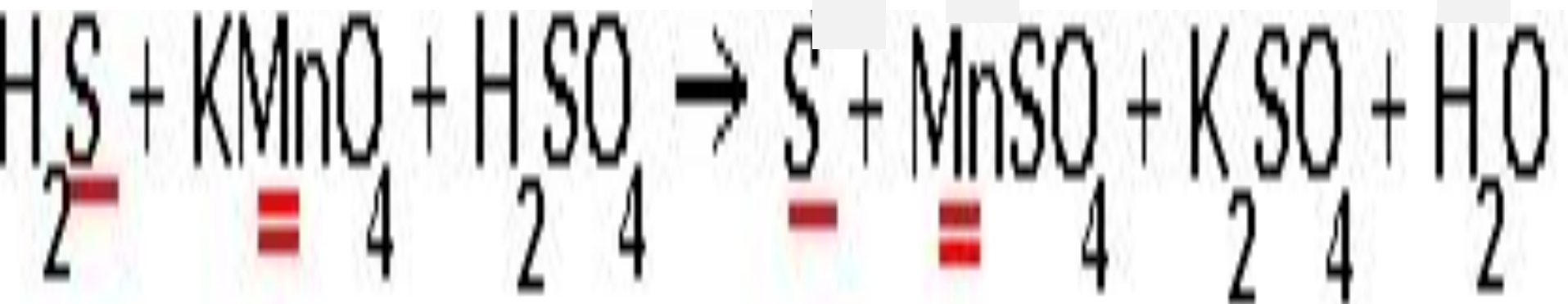
Метод электронного баланса



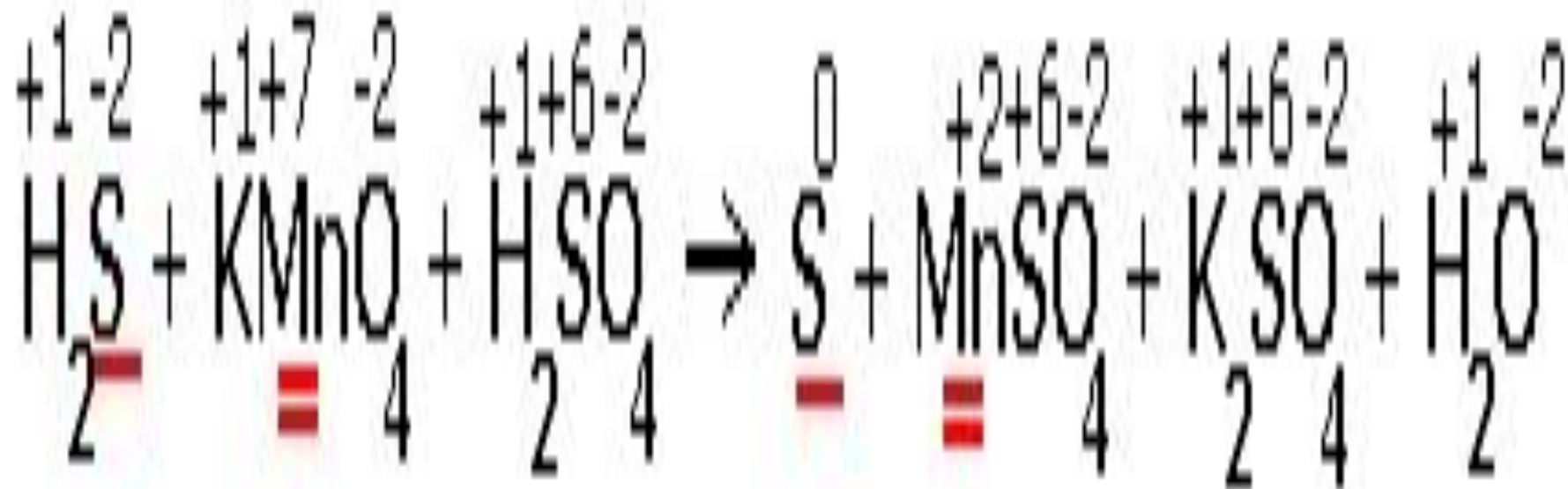
Метод электронного баланса



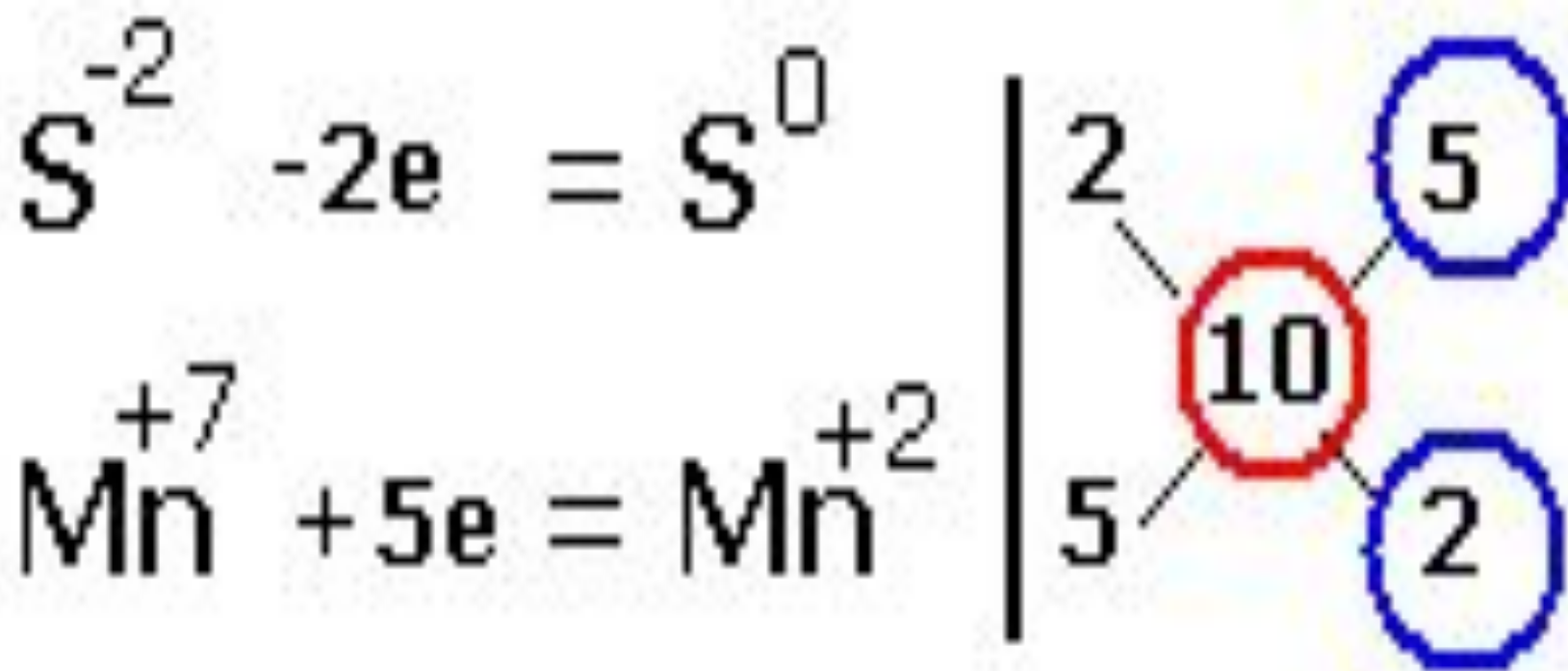
Метод электронного баланса



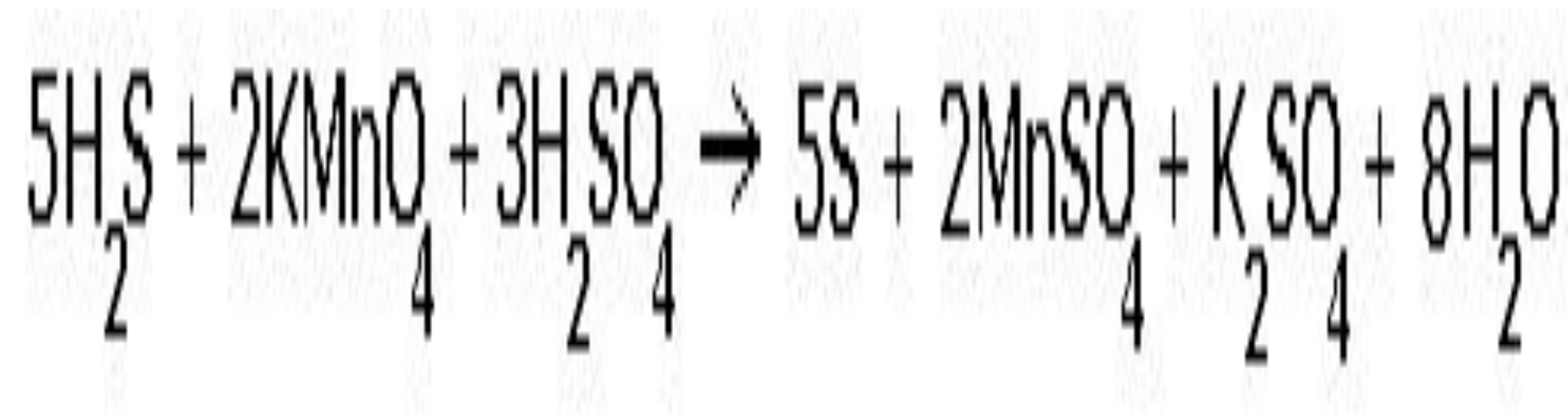
Метод электронного баланса



Метод электронного баланса



Метод электронного баланса



Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H^+)



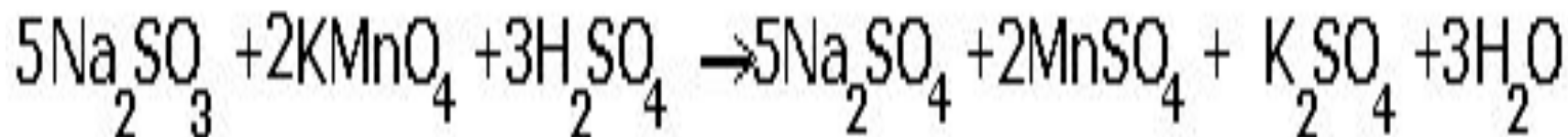
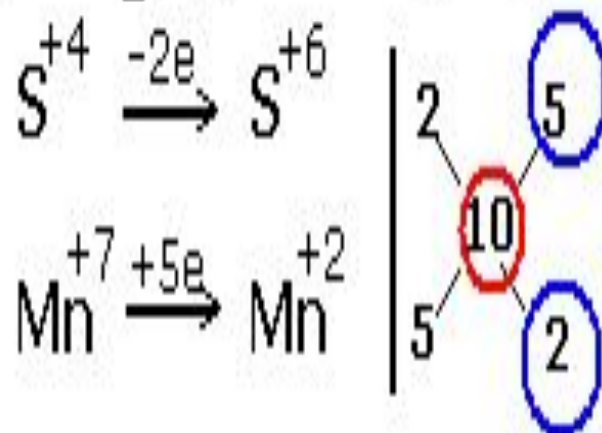
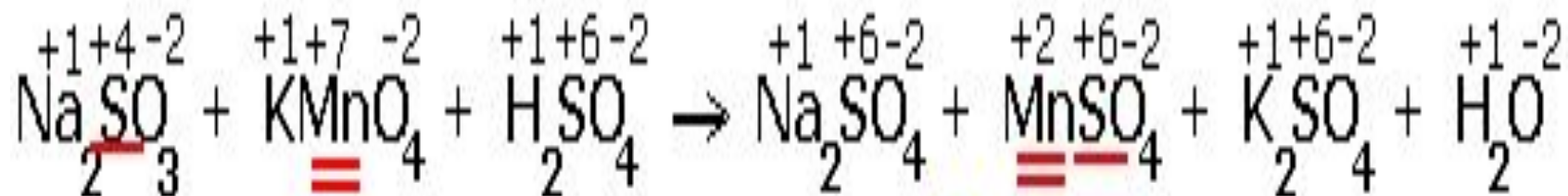
Нейтральная среда (H_2O)



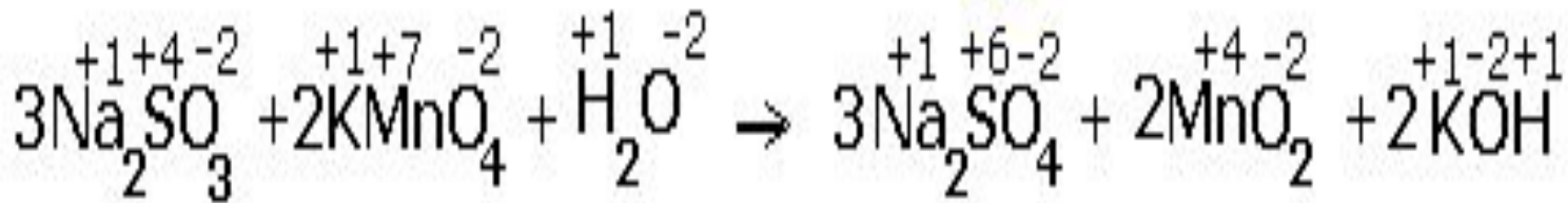
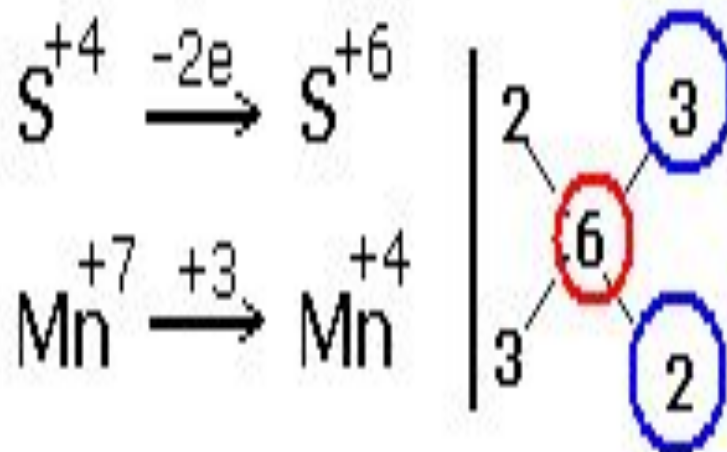
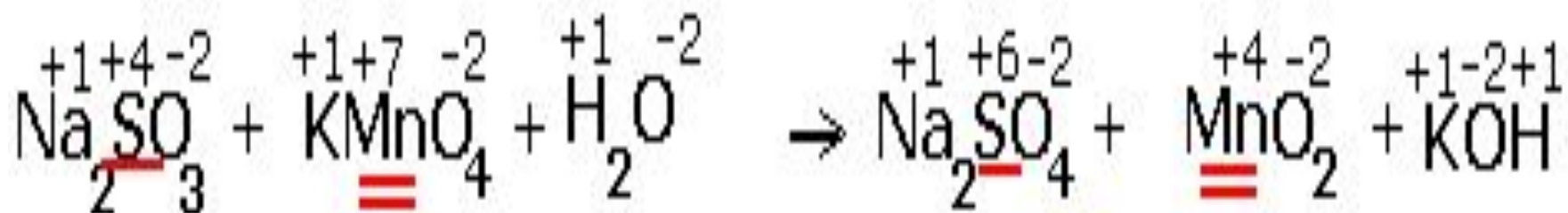
Щелочная среда (OH^-)



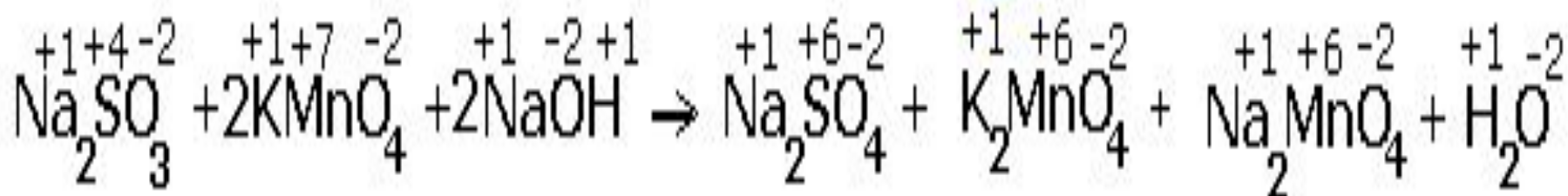
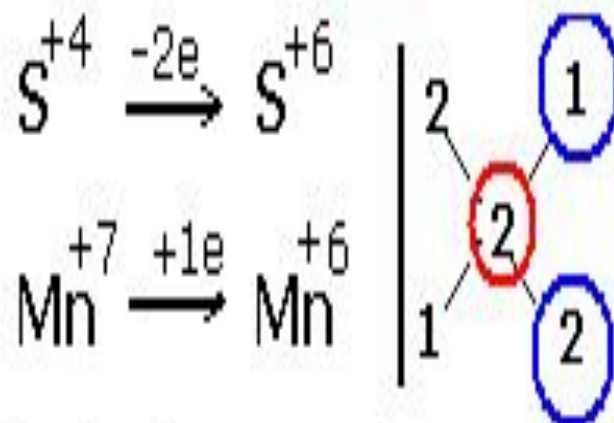
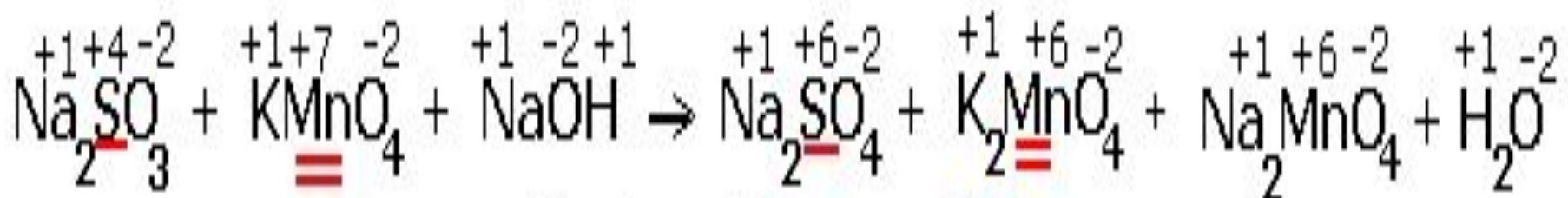
Реакция в кислой среде



Реакция в нейтральной среде



Реакция в щелочной среде



Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H^+)



Нейтральная среда (H_2O)



Щелочная среда (OH^-)



Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H^+)

Cr^{+6} ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)
(раствор оранжевого цвета)

Щелочная среда (OH^-)

Cr^{+6} (K_2CrO_4)
(раствор желтого цвета)

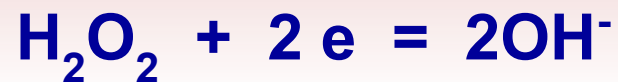
Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H^+)

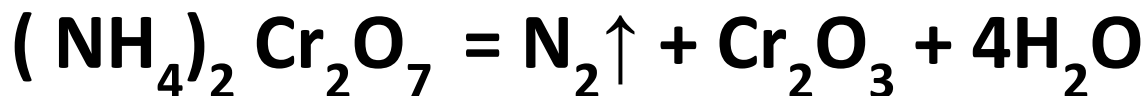


Нейтральная, щелочная среды



Классификация ОВР

1. Если окислитель и восстановитель – разные вещества, то такие реакции относят 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

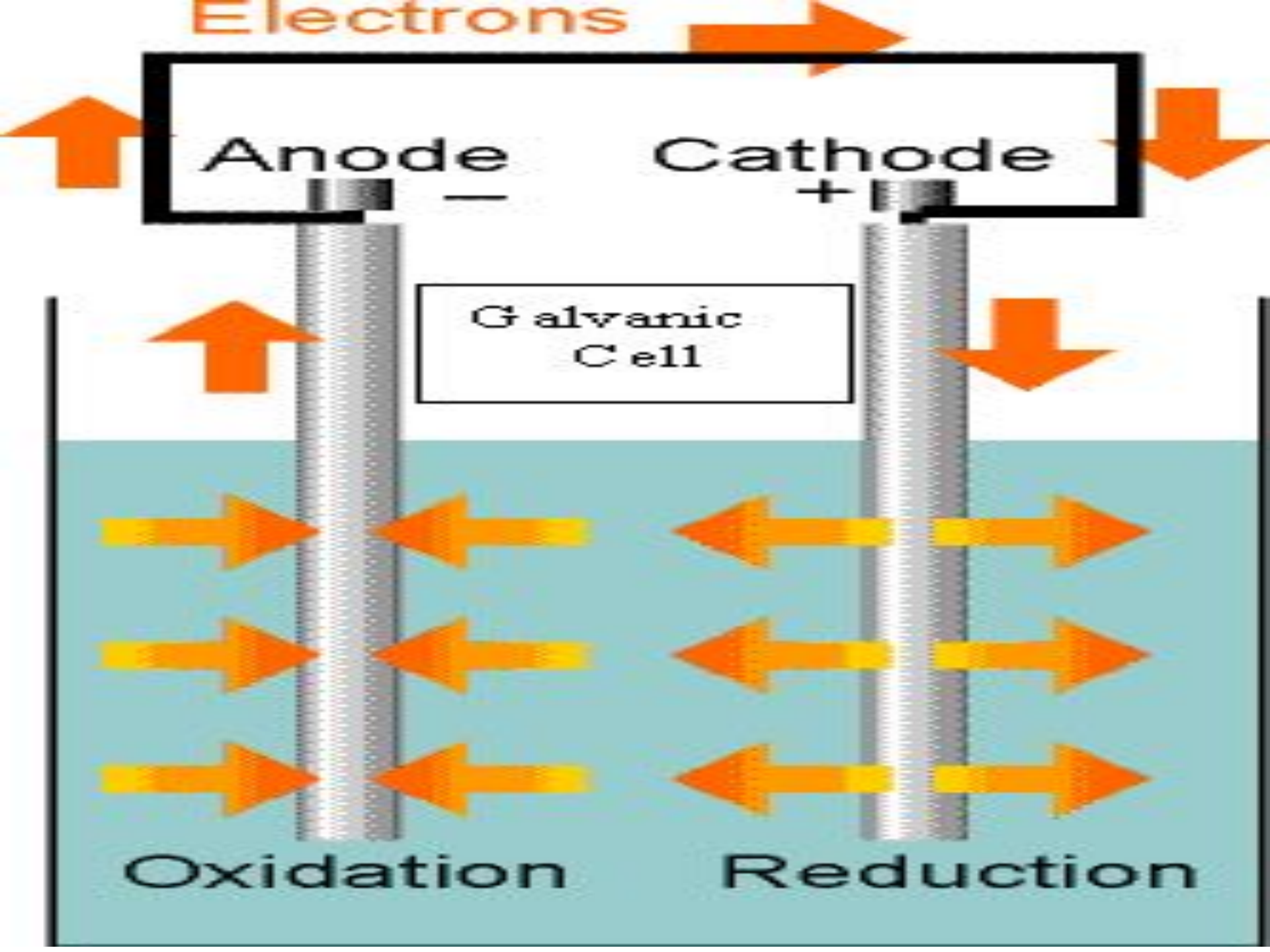
Anode -

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.

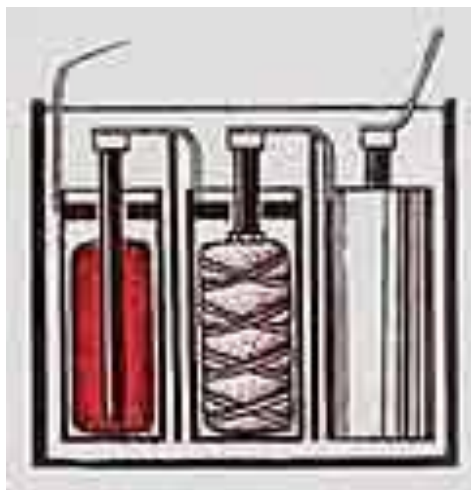
Источники электрического тока



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





Герметичные малогабаритные аккумуляторы (ГМА)

Используются в телефонных радио-трубках, переносных радиоприемниках, электронных часах, измерительных приборах, сотовых телефонах, фотоаппаратах и др.).



