

# ЛЕКЦИЯ №10

## ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ



# ПЛАН ЛЕКЦИИ

- Определение окислительно-восстановительных реакций
- Виды окислительно-восстановительных реакций
- Важнейшие окислители и восстановители
- Окислительно-восстановительная двойственность
- Метод электронного баланса
- Метод полуреакций



**Окислительно-восстановительные реакции**– это реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, другими словами – это реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов.

**Степень окисления**– это заряд атома элемента в соединении, вычисленный из условного предположения, что все связи в молекуле являются ионными.

Степень окисления принято указывать арабской цифрой над символом элемента со знаком плюс или минус перед цифрой. Например, если связь в молекуле HCl ионная, то водород и хлор ионы с зарядами (+1) и (–1).



Для того чтобы рассчитать степень окисления любого элемента, необходимо пользоваться **следующими правилами:**

- Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.
- Степень окисления (+1) во всех соединениях имеют щелочные металлы (IA группа) и водород, за исключением гидридов активных металлов, где степень окисления водорода равна (-1)
- Степень окисления +2 во всех соединениях имеют щелочноземельные металлы (IIA группа).
- Кислород имеет степень окисления (-2), во всех соединениях, кроме пероксидов и фторида кислорода.
- Алгебраическая сумма степеней окисления всех частиц в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.
- Степень окисления иона элемента равна заряду иона.
- Не следует путать понятия «валентность» и «степень окисления». Так в  $N_2$ ,  $NH_3$ ,  $N_2H_4$ ,  $NH_2OH$  валентность (ковалентность) азота равна трем, так как азот образует три ковалентные связи, а степень окисления различна.



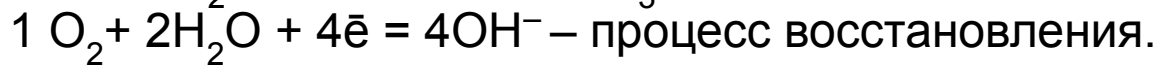
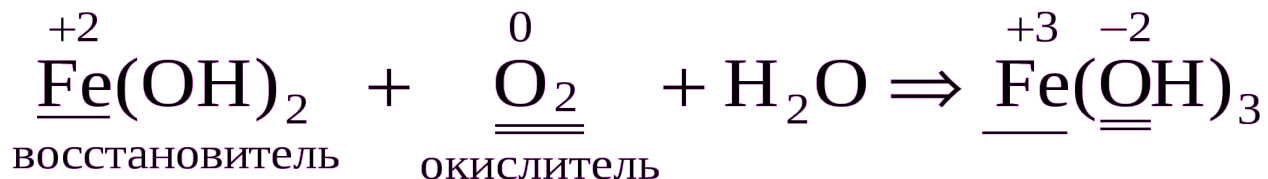
*Реакции окисления-восстановления делятся на следующие типы:*

- межмолекулярного окисления-восстановления;
- самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)
- внутримолекулярного окисления — восстановления.

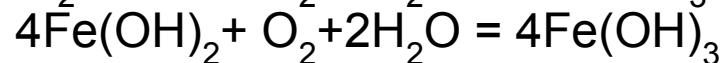
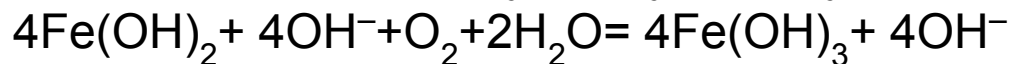


**Реакции межмолекулярного окисления-восстановления** – это реакции, когда окислитель находится в одной молекуле, а восстановитель – в другой.

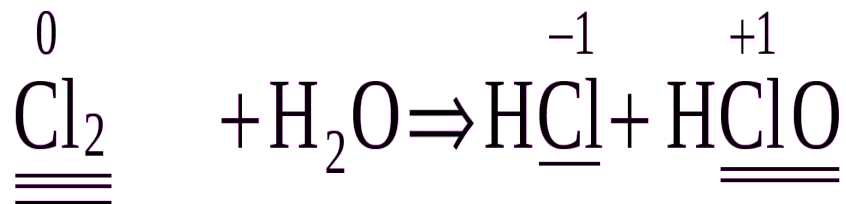
**Пример:** При окислении гидроксида железа во влажной среде происходит следующая реакция:



Для того чтобы убедиться в правильности записи электронно-ионных систем необходимо произвести проверку: левая и правая части полуреакций должны содержать одинаковое количество атомов элементов и зарядность. Затем, уравнивая количество принятых и отданных электронов, суммируем полуреакции:



**Реакции самоокисления-самовосстановления (реакции диспропорционирования)** – это реакции, в ходе которых часть общего количества элемента окисляется, а другая часть – восстанавливается, характерно для элементов, имеющих промежуточную степень окисления.  
**Пример:** При взаимодействии хлора с водой получается смесь соляной и хлорноватистой (HClO) кислот:



ОКИСЛИТЕЛЬ

ВОССТАНОВИТЕЛЬ

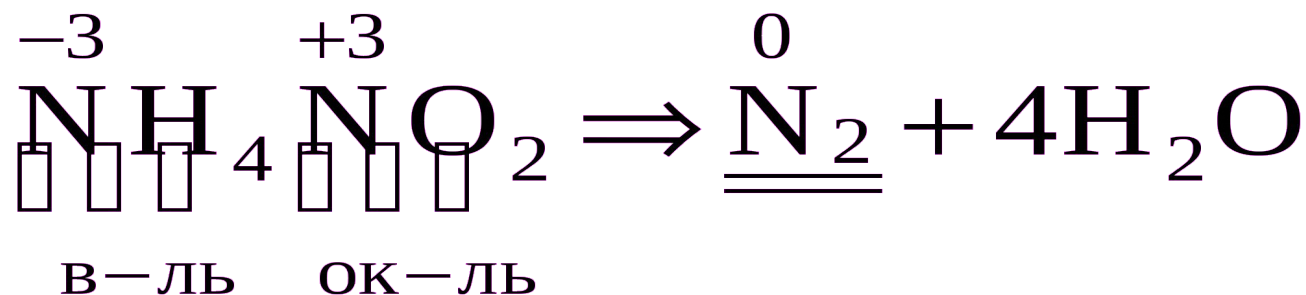
Здесь и окисление и восстановление претерпевает хлор:

$1 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} - 2\bar{e} = 2 \text{ HClO} + 2 \text{ H}^+$  – процесс окисления;

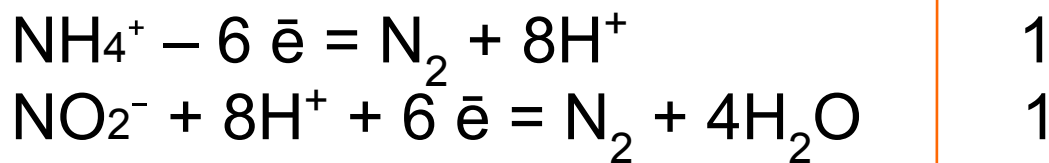
$1 \text{ Cl}_2 + 2\bar{e} = 2 \text{ Cl}^-$  – процесс восстановления.



$\overset{+}{4}$   $\overset{-}{2}$   
**Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления** – это процесс, когда одна составная часть молекулы служит окислителем, а другая – восстановителем. Примерами внутримолекулярного окисления-восстановления могут быть многие процессы термической диссоциации.  
**Пример:** Термическая диссоциация  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ :



Здесь ион  $\text{NH}_4^+$  окисляется, а ион  $\text{NO}_2^-$  восстанавливается до свободного азота:

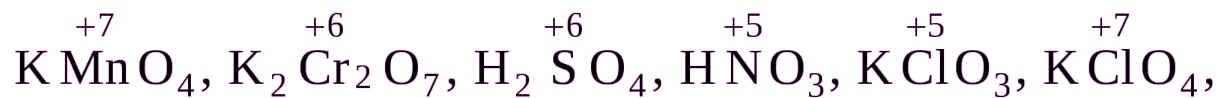




**К типичным окислителям относят:**

1) Элементарные вещества –  $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{F}_2, \text{I}_2, \text{O}, \text{O}_2$ .

2) Соединения, в которых элементы проявляют высшую степень окисления (определяется номером группы) –

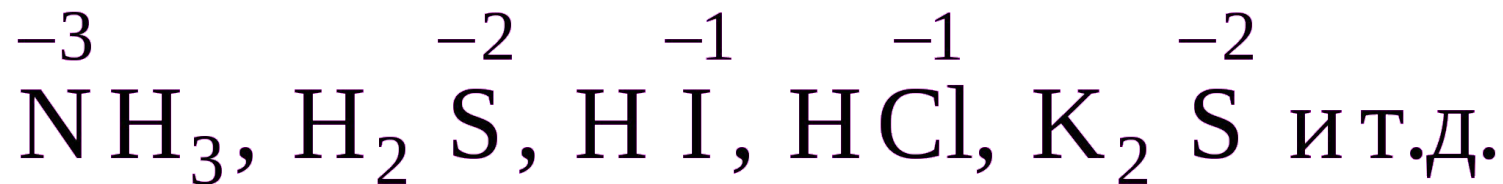


3) Катион  $\text{H}^+$  и ионы металлов в их высшей степени окисления –  $\text{Sn}^{4+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$  и т. д.



**К типичным восстановителям относятся:**

- 1) Элементарные вещества – металлы (наибольшая восстановительная способность у щелочных металлов),  $H_2$ , C, CO.
- 2) Соединения, в которых элементы проявляют низшую степень окисления:



- 3) Ионы металлов низшей степени окисления –  $Sn^{2+}, Cu^+, Cr^{3+}, Fe^{2+}$ .



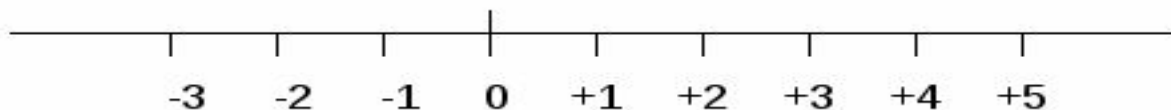
## Окислительно-восстановительная двойственность.

Соединения высшей степени окисления, присущей данному элементу, могут в окислительно-восстановительных реакциях выступать только в качестве окислителей, степень окисления элемента может в этом случае только понижаться.

Соединения низшей степени окисления могут быть, наоборот, только восстановителями; здесь степень окисления элемента может только повышаться.

Если же элемент находится в промежуточной степени окисления, то его атомы могут, в зависимости от условий, принимать электроны, выступая в качестве окислителя или отдавать электроны, выступая в качестве восстановителя.

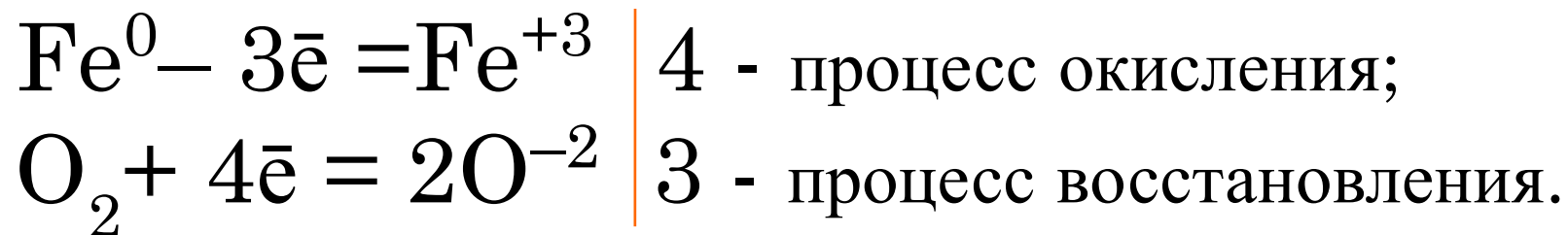
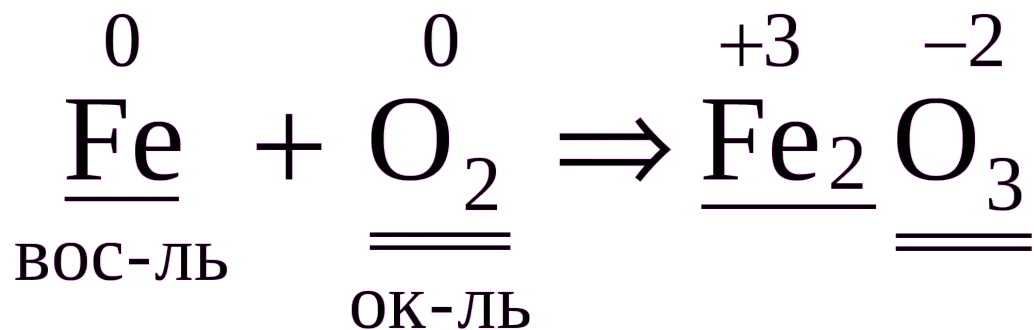
Так, например, степень окисления азота в соединениях изменяется в пределах от  $(-3)$  до  $(+5)$



Соединения с промежуточными степенями окисления азота могут выступать в качестве окислителей, восстанавливаясь до низших степеней окисления, или в качестве восстановителей, окисляясь до высших степеней окисления



# Метод электронного баланса

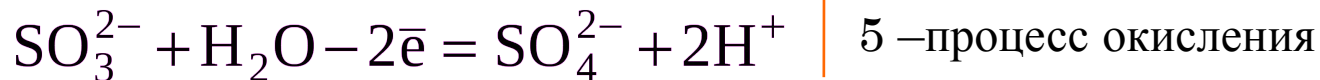
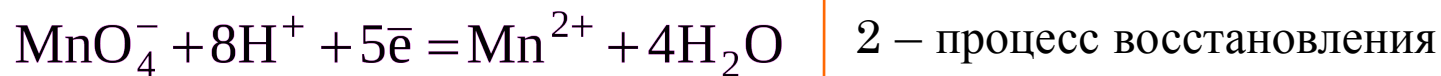
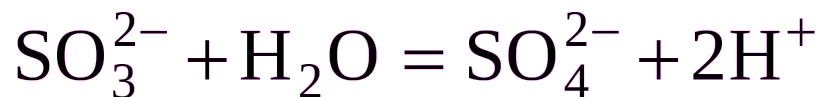
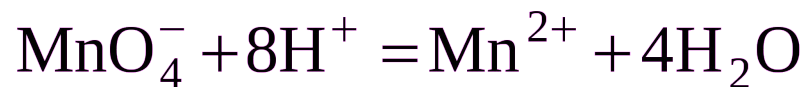
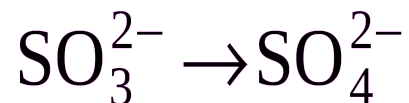
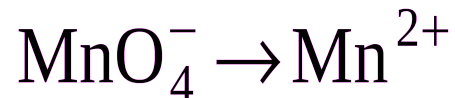
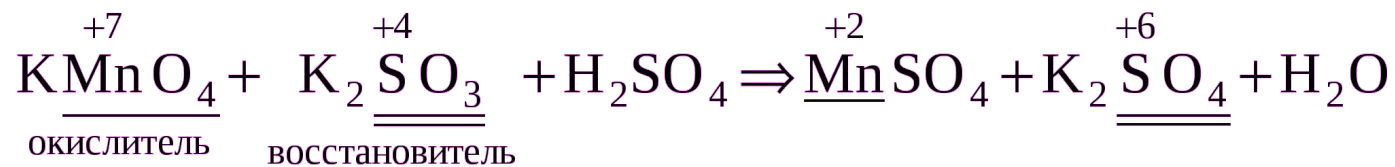


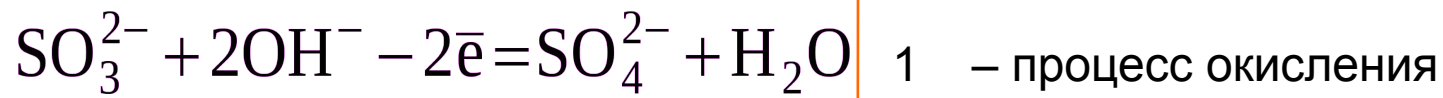
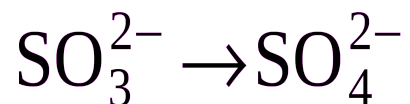
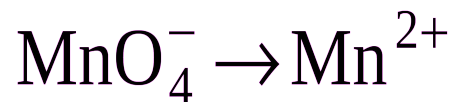
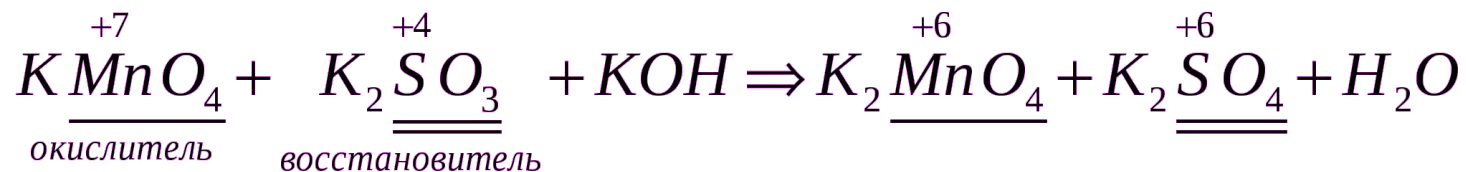
# МЕТОД ПОЛУРЕАКЦИЙ

**Метод полуреакций** применяется для уравнивания реакций, протекающих в растворах электролитов. В таких случаях в реакциях принимают участие не только окислитель и восстановитель, но и частицы среды: молекулы воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ),  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ – ионы. Более правильным для таких реакций является применение электронно-ионных систем (полуреакций). При составлении полуреакций в водных растворах вводят, при необходимости, молекулы  $\text{H}_2\text{O}$  и ионы  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ , учитывая среду протекания реакции. Слабые электролиты, малорастворимые (Приложение Б) и газообразные соединения в ионных системах записываются в молекулярной форме



## Кислая среда





Спасибо за внимание!

