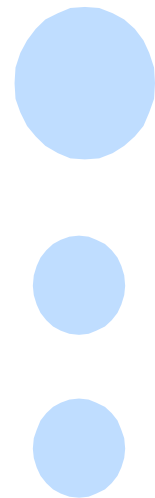


# Окислительно- Восстановительные реакции

- Обзорная лекция

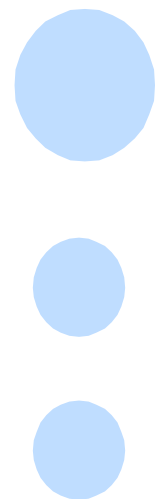


# Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)



План:

1. Понятие ОВР
2. Типичные окислители и восстановители
3. Окислительно-восстановительная двойственность (ОВД)
4. Метод электронного баланса
5. Метод полуреакций



# Понятие ОВР

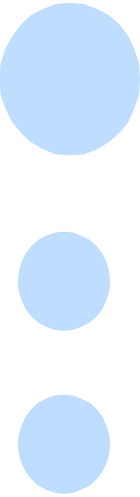
- **I. ОВР** – реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
- **Окислители** принимают электроны и их степень окисления уменьшается.
- **Восстановители** отдают электроны и их степень окисления увеличивается.
- **Отдача электронов – процесс окисления;**  
**принятие электронов – процесс**  
**восстановления.**

# Типичные окислители:

- Элементы в тах степени окисления  
( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )
- степень окисления = номер группы.
- Ионы  $\text{Me}^{n+}$  в тах степени окисления  
( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{3+}$ )
- $\text{F}_2^0$ ,  $\text{O}_2^0$ ,  $\text{O}_3^0$

# Типичные восстановители:

- Элементы в минимальной степени окисления ( $KI$ ,  $H_2S$ ,  $NH_3$ )
- $Me^0$  (металлы) ( $Zn^0$ ,  $Mg^0$ )
- $H_2^0$

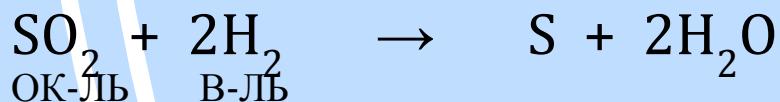
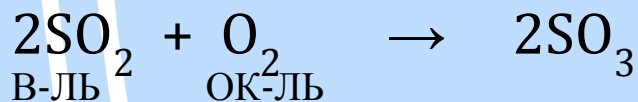


# Окислительно-восстановительная двойственность (ОВД)

- Элементы в промежуточной степени окисления ( $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ )
- Ионы  $\text{Me}^{m+}$  в промежуточной степени окисления ( $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ )
- Неметаллы, кроме  $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2$ , ( $\text{S}^0$ ,  $\text{P}^0$ ,  $\text{C}^0$ )

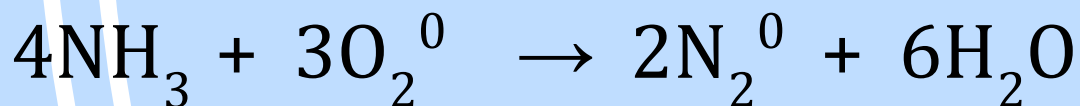
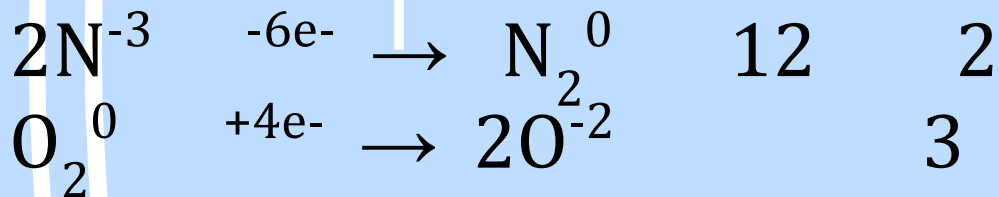
## III. ОВД

- Элементы в промежуточной степени окисления могут быть и окислителями, и восстановителями ( в зависимости от того, с чем они реагируют)
- Пример:



# IV. Метод электронного баланса

- Метод используется, если реакция протекает в газах или в твердой фазе.
- Пример:  $\text{N}^{-3}\text{H}_3 + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{N}_2^0 + \text{H}_2\text{O}^{-2}$
- В-ль            ОК-ль



- Проверка: Me, неMe, H, O

# V. Метод полуреакций

- *Метод полуреакций* используется для ОВР, протекающих *в водном растворе*.
- В нем выписывается не просто элемент, изменивший степень окисления, а ион или молекула, в составе которого есть этот элемент.
- Для уравнивания атомов кислорода и водорода в этом методе можно использовать :

$\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$  : в кислой среде  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ;

в нейтральной среде:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}^+$

в щелочной среде:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$



# Правила уравнивания атомов «О» и «Н»:

- а) **кислая среда:** в той части полуреакции, где **мало** атомов «О» дописывают  $+ \text{H}_2\text{O}$  (столько молекул воды, сколько не хватает атомов «О»), а по другую сторону стрелочки дописывают ионы « $\text{H}^+$ », столько, сколько их напротив.

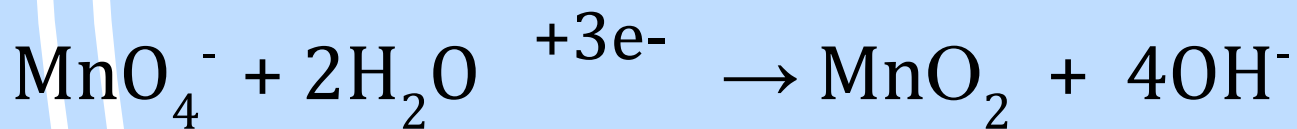
## Пример:

- $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}^{2+}$
- Затем считают суммарный заряд слева и справа и находят их разницу (это количество электронов)

## б) нейтральная среда:

- если справа и слева в полуреакции разное количество атомов «О», то **слева всегда добавляют воду** (столько молекул, сколько лишних атомов «О» или сколько не хватает атомов «О»). Справа же могут быть и  $\text{H}^+$ , и  $\text{OH}^-$ .

Пример:



Затем считают заряд слева, заряд справа и их разницу (это количество электронов).

## в) щелочная среда

- $\text{H}_2\text{O}$  пишут в той части полуреакции, где много атомов «О», столько молекул  $\text{H}_2\text{O}$ , сколько не хватает атомов «О». В другой же части полуреакции пишут  $\text{OH}^-$

Пример:

- $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2e^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- Затем считают суммарные заряды слева, заряды справа и их разницу (это количество электронов)