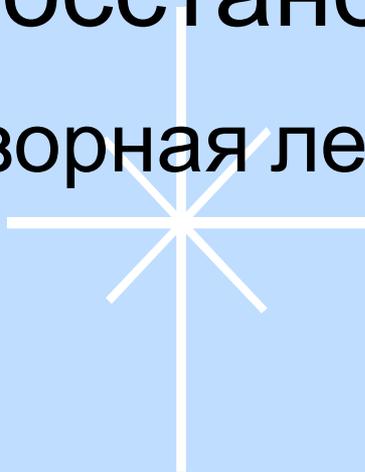


Окислительно- Восстановительные реакции

- Обзорная лекция

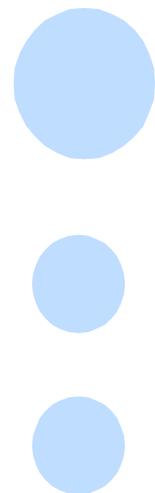


Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)



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
(HNO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)
- степень окисления = номер группы.
- Ионы Me^{n+} в тах степени окисления
(Cu^{2+} , Ni^{3+})
- F_2^0 , O_2^0 , 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 (HNO_2 , Na_2SO_3)
- Ионы Me^{m+} в промежуточной степени окисления (Cu^+ , Fe^{2+})
- Неметаллы, кроме F_2 , O_2 , O_3 , H_2 , (S^0 , P^0 , C^0)

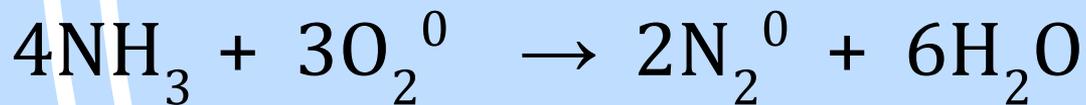
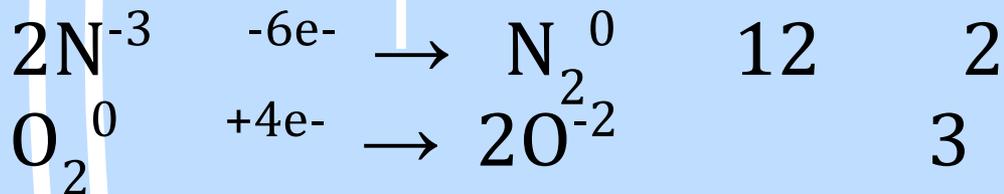
III. ОВД

- 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 :
 - H^+ , H_2O , OH^- : в кислой среде H^+ , H_2O ;
 - в нейтральной среде: H_2O , OH^- , H^+
 - в щелочной среде: H_2O , 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 « H^+ », столько, сколько их напротив.

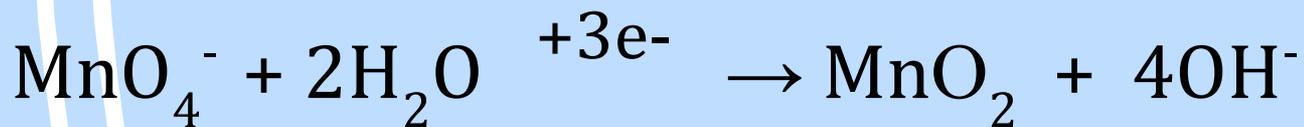
Пример:

- $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}^{2+}$
- 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 H^+ , и OH^- .

Пример:



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

в) щелочная среда

- H_2O пишут в той части полуреакции, где много атомов «О», столько молекул H_2O , сколько не хватает атомов «О». В другой же части полуреакции пишут 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)