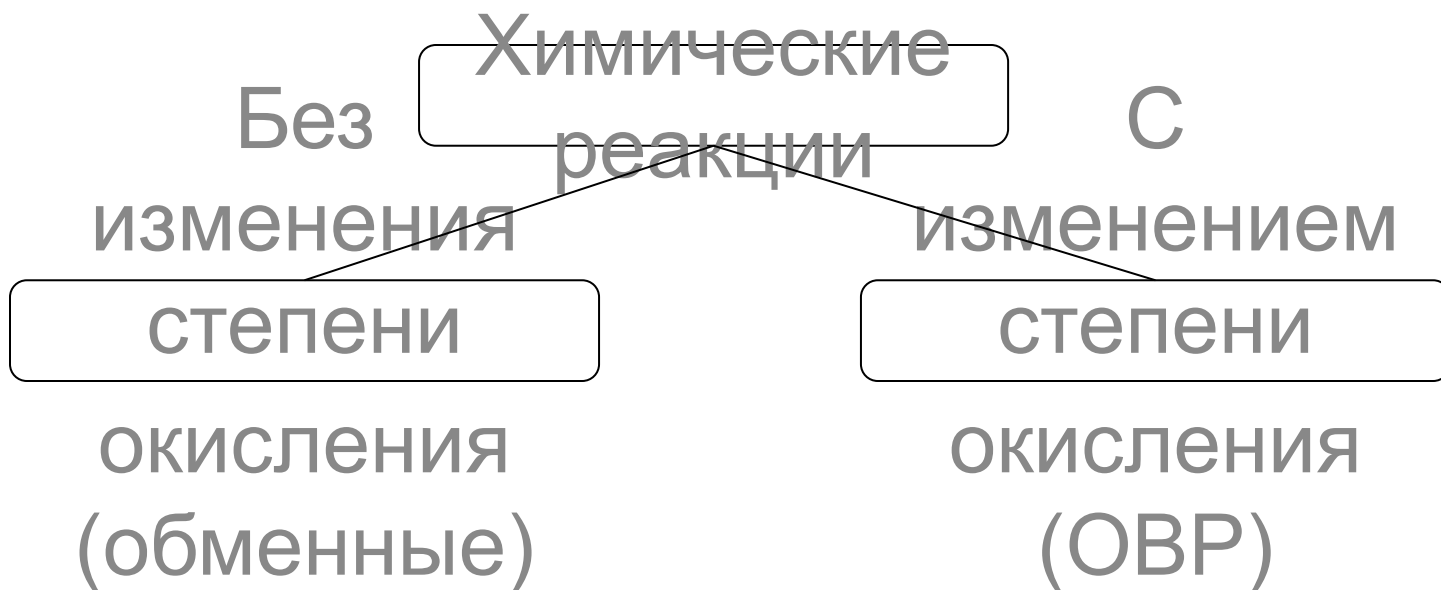
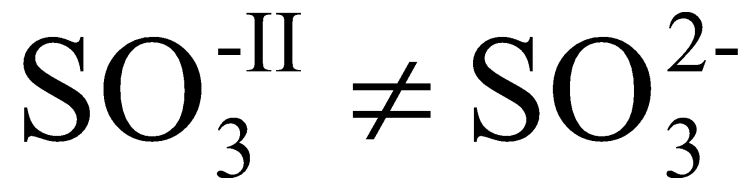


# Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)



# Степень окисления

- формальный (условный) заряд атома в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов
- Степень окисления:  $\text{Cl}^{\text{VII}}$ ,  $\text{Mo}^{\text{VI}}$ ,  $\text{F}^{-1}$  (римские цифры)
- Заряд иона в растворе:  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Na}^{+}$ ,  $\text{S}^{2-}$  (арабские цифры)

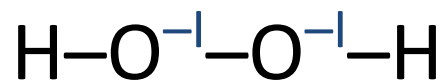


# Степень окисления

- не совпадает с истинным зарядом атома в соединении



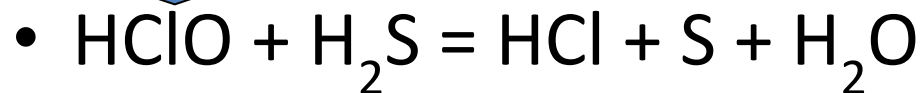
- не совпадает с валентностью (числом ковалентных связей)



# Изменение степени

## ОКИСЛЕНИЯ

- = перераспределение электронной плотности ("передача электронов")



Окислитель (Ок) $\text{Cl}^{\text{I}}, \text{HClO}$	Восстановитель (Вс) $\text{S}^{-\text{II}}, \text{H}_2\text{S}$
Понижает степень окисления	Повышает степень окисления
Принимает электроны	Отдает электроны
Восстанавливается	Окисляется
$\text{Cl}^{\text{I}} + 2\text{e}^- = \text{Cl}^{-\text{I}}$	$\text{S}^{-\text{II}} - 2\text{e}^- = \text{S}^0$

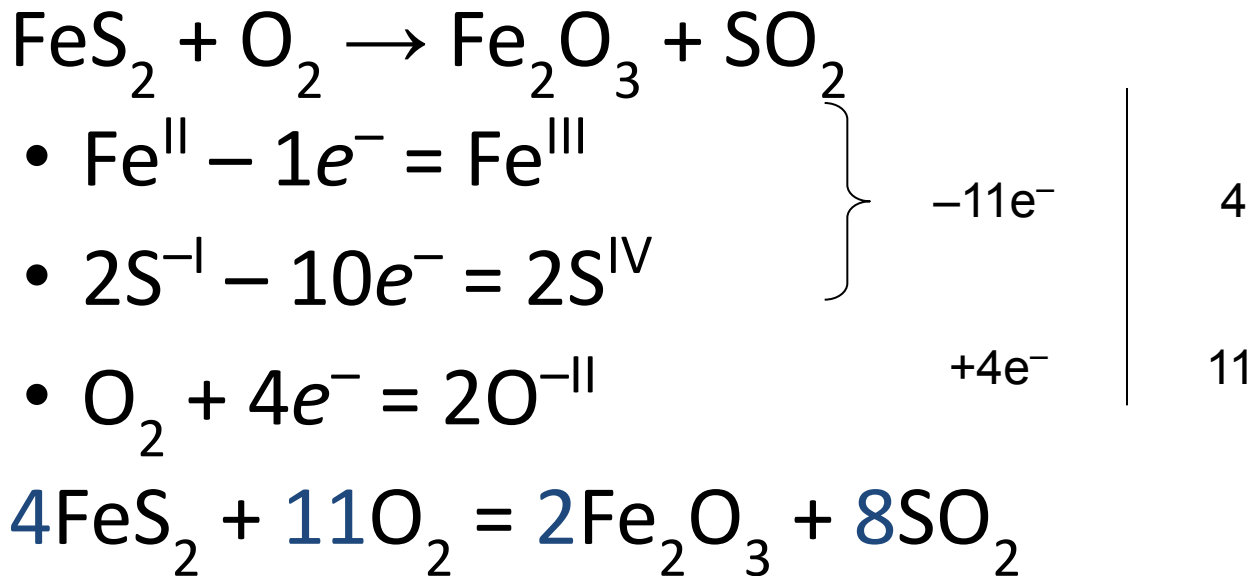
# Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР

## Метод электронного баланса

- 1. Записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые понижают и повышают степени окисления
  - 2. Записывают атомы с указанием изменяющихся степеней окисления
  - 3. Составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая для каждой из них законы сохранения числа атомов и заряда
  - 4. Находят наименьшее общее кратное (н.о.к.) числа переданных в каждой полуреакции электронов и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций так, чтобы число принятых электронов стало равным числу отданных электронов
  - 5. Проставляют полученные коэффициенты в схему реакции
  - 6. Уравнивают числа остальных атомов
- $\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \dots$
  - $\text{Mn}^{\text{II}} \rightarrow \text{Mn}^{\text{IV}}$
  - $\text{Cl}^{\text{V}} \rightarrow \text{Cl}^{-\text{I}}$
  - $\text{Mn}^{\text{II}} - 2e^- = \text{Mn}^{\text{IV}}$
  - $\text{Cl}^{\text{V}} + 6e^- = \text{Cl}^{-\text{I}}$
  - н.о.к. 6
  - $\text{Mn}^{\text{II}} - 2e^- = \text{Mn}^{\text{IV}} \quad | \quad 3$
  - $\text{Cl}^{\text{V}} + 6e^- = \text{Cl}^{-\text{I}} \quad | \quad 1$
  - $3\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{MnO}_2 + \text{KCl} + \dots$
  - $3\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 = 3\text{MnO}_2 + \text{KCl} + 3\text{CO}_2$

# Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР

## Метод электронного баланса



# Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР

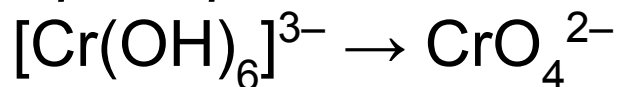
## Метод электронно-ионных полуреакций

- 1. Записывают формулы реагентов и продуктов, находят окислитель, восстановитель и среду
  - 2. Записывают формулы окислителя и восстановителя и соответствующие продукты реакции в ионном виде
  - 3. Составляют ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая для каждой из них законы сохранения числа атомов и заряда
  - 4. Находят наименьшее общее кратное (н.о.к.) числа переданных в каждой полуреакции электронов и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций так, чтобы число принятых электронов стало равным числу отданных электронов
  - 5. Составляют ионное уравнение реакции
  - 6. Уравнивают числа остальных атомов, участвующих в реакции, и получают уравнение реакции с подобранными коэффициентами
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \dots$
  - Ок                      Среда      Вc
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  (Оф)  $\rightarrow$   $\text{Cr}^{3+}$  (Вф)
  - $\text{H}_2\text{S}$  (Вф)  $\rightarrow$   $\text{S}$  (Оф)
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{H}_2\text{S} - 2\text{e}^- = \text{S} + 2\text{H}^+$
  - н.о.к. 6
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \quad | \cdot 1$
  - $\text{H}_2\text{S} - 2\text{e}^- = \text{S} + 2\text{H}^+ \quad | \cdot 3$
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$

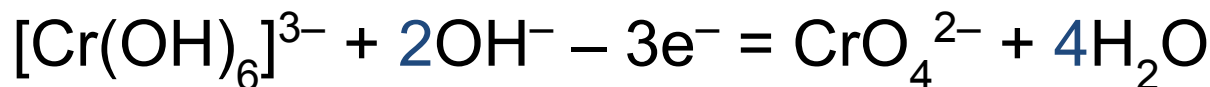
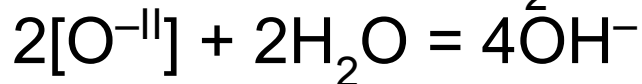
# Подбор числа атомов водорода и кислорода

- Кислотная среда
  - $[H^I] = H^+$
  - $[O^{-II}] + 2H^+ = H_2O$
- Щелочная среда
  - $[H^I] + OH^- = H_2O$
  - $[O^{-II}] + H_2O = 2OH^-$

*Пример*



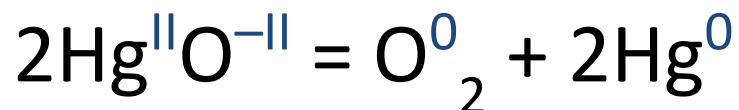
Щелочная среда



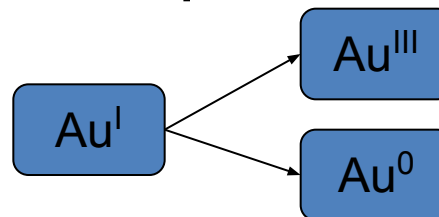


# Типы ОВР

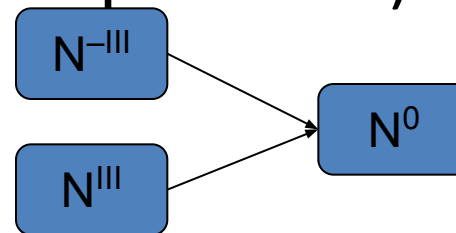
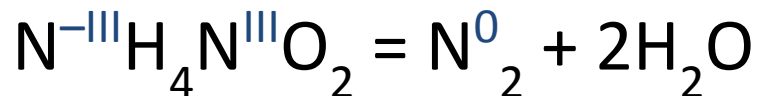
- Внутримолекулярные реакции



- Дисмутация (диспропорционирование)

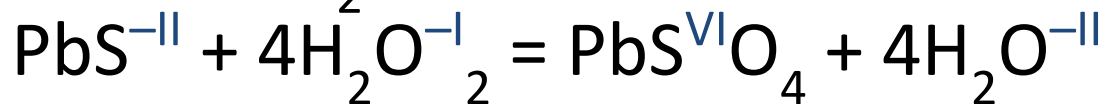
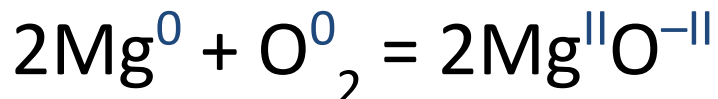


- Конмутация (синпропорционирование)

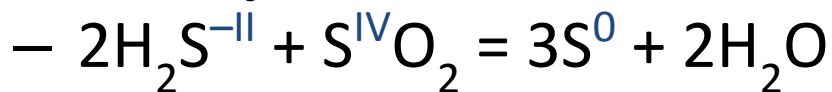


# Типы ОВР

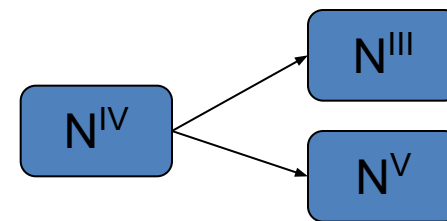
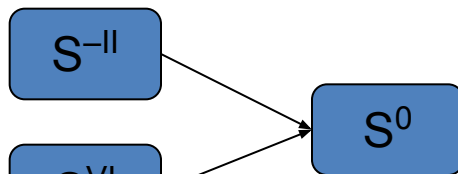
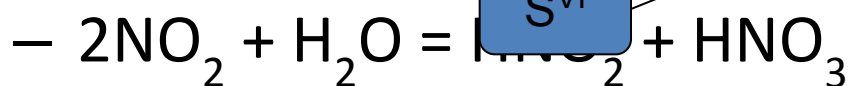
- Межмолекулярные реакции



– Конмутация



– Дисмутация



# Типичные окислители и восстановители

- Окислители:

- Простые вещества – элементы с высокой электроотрицательностью ( $F_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$  и т.д.)
- Сложные вещества – содержащие элементы в высоких степенях окисления ( $Fe^{3+}$ ,  $Cr^{VI}_2O_7^{2-}$ ,  $Mn^{VII}O_4^-$  и т.д.)

Окислительная активность возрастает в кислотной среде

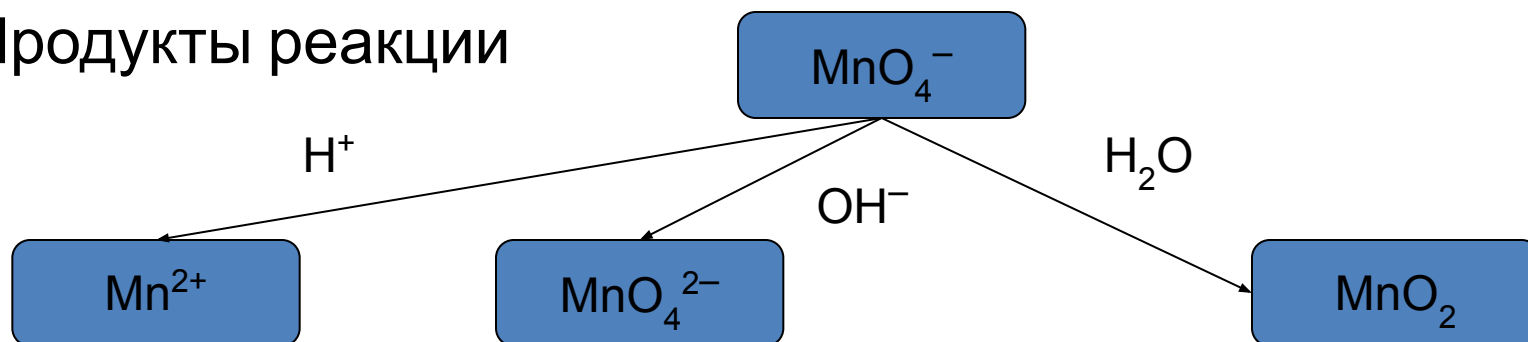
- Восстановители:

- Простые вещества – элементы с низкой электроотрицательностью (металлы,  $C$ ,  $H_2$  и т.д.)
- Сложные вещества – содержащие элементы в низких степенях окисления ( $Sn^{2+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $N^{III}O_2^-$  и т.д.)

Восстановительная способность возрастает в щелочной среде

# Влияние среды

- Продукты реакции



- Формы соединений

Cr(VI)/Cr(III):

- кисл.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
- щел.  $\text{CrO}_4^{2-}/[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$
- Направление реакции
  - кисл.  $\text{IO}_3^- + \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$
  - щел.  $\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{I}^-$

# Направление ОВР

- $\text{Br}^- + \text{PbO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Br}^- + \text{Fe}^{3+} \neq \text{Br}_2 + \text{Fe}^{2+}$
- $\text{Br}_2 + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Br}^- + \text{Fe}^{3+}$
  
- Количественная мера окислительной способности Ок (и восстановительной способности Вс) – электродный потенциал  $\varphi$