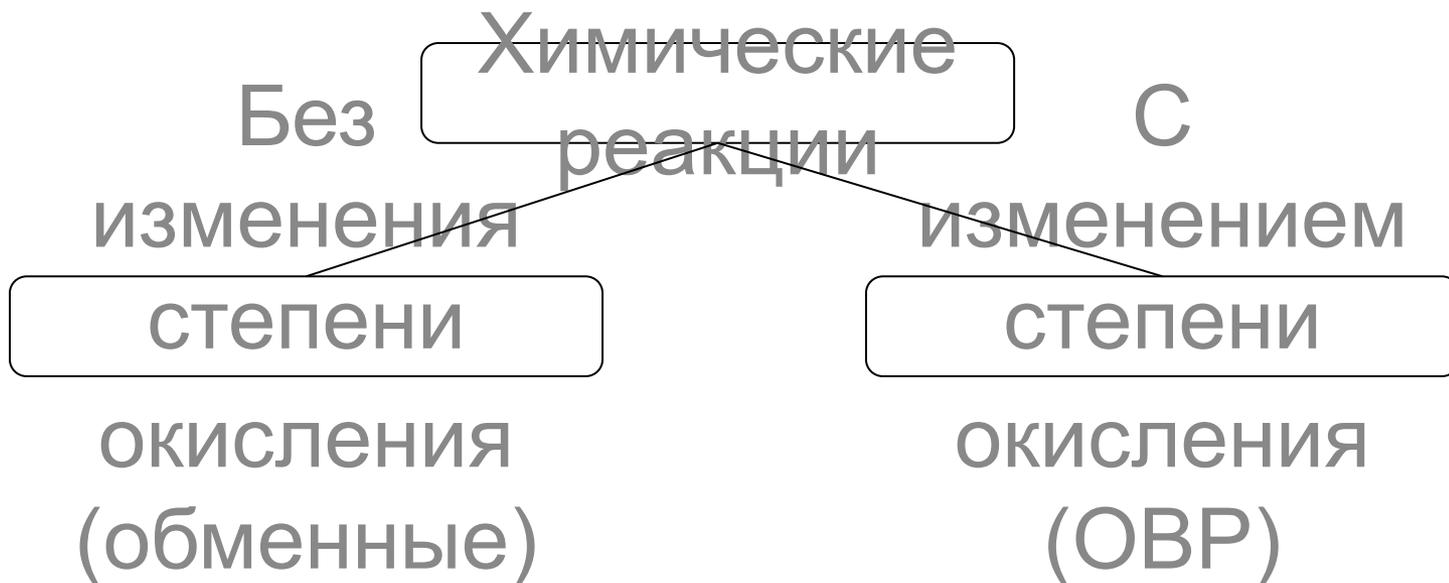
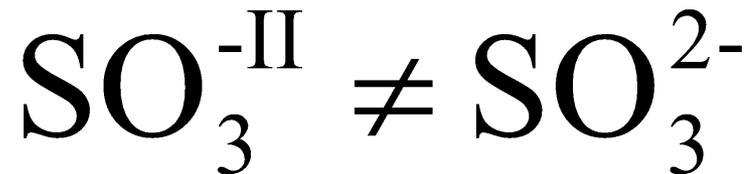


Окислительно- восстановительные реакции (ОВР)



Степень окисления

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



Степень окисления

- не совпадает с истинным зарядом атома в соединении



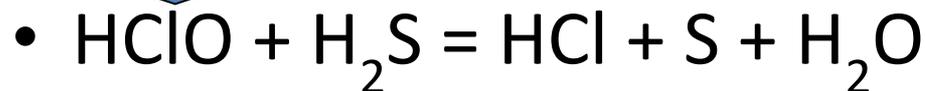
- не совпадает с валентностью (числом ковалентных связей)



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
$\text{Cl}^{\text{I}} + 2\text{e}^- = \text{Cl}^{-\text{I}}$	$\text{S}^{-\text{II}} - 2\text{e}^- = \text{S}^0$

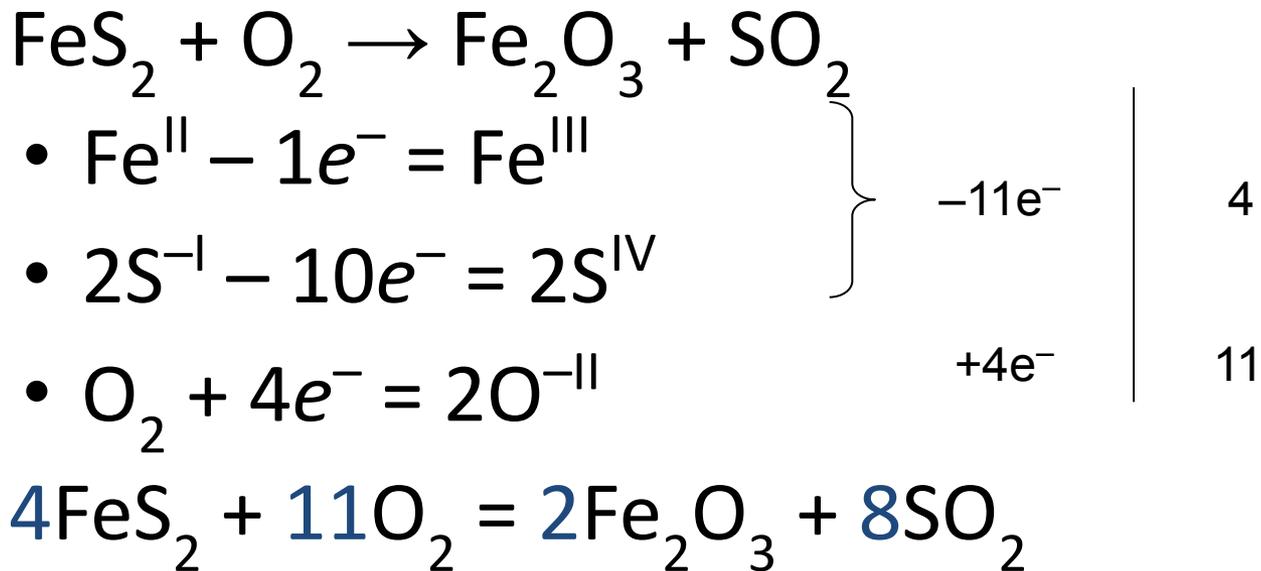
Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР

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

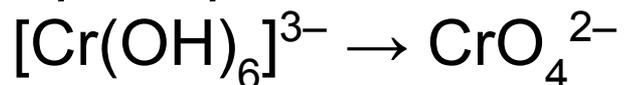
Метод электронно-ионных полуреакций

- 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 Вс
 - $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$$
 - $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ (Оф)} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \text{ (Вф)}$$
 - $$\text{H}_2\text{S} \text{ (Вф)} \rightarrow \text{S} \text{ (Оф)}$$
 - $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$$
 - $$\text{H}_2\text{S} - 2\text{e}^- = \text{S} + 2\text{H}^+$$
 - н.о.к. 6
 - $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \quad | \quad 1$$
 - $$\text{H}_2\text{S} - 2\text{e}^- = \text{S} + 2\text{H}^+ \quad | \quad 3$$
 - $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$$
 - $$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$$

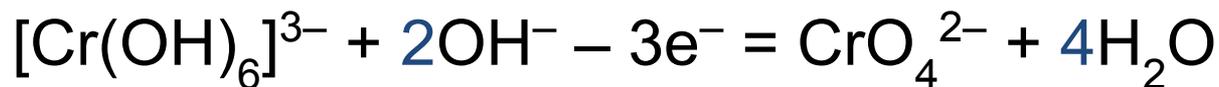
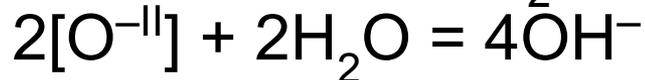
Подбор числа атомов водорода и кислорода

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

Пример

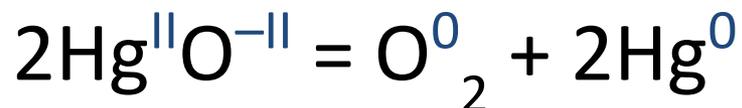


Щелочная среда

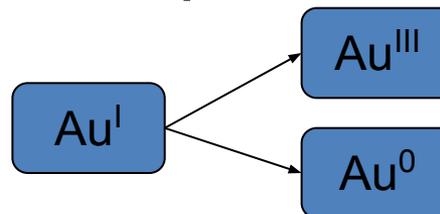


Типы ОВР

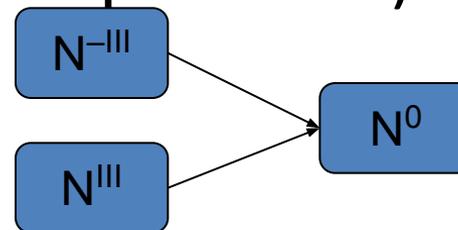
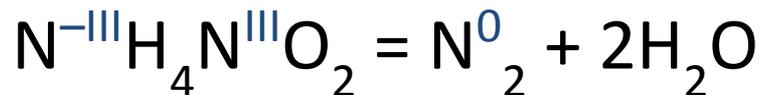
- Внутримолекулярные реакции



– Дисмутация (диспропорционирование)

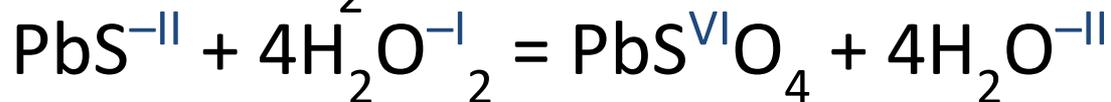
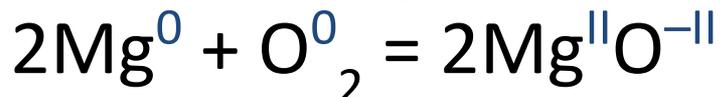


– Конмутация (синпропорционирование)



Типы ОВР

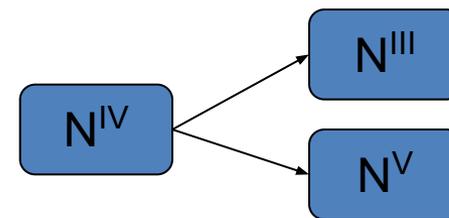
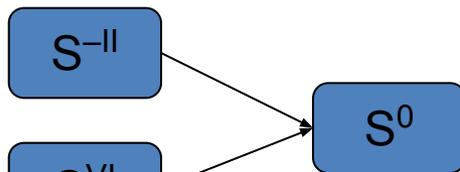
- Межмолекулярные реакции



– 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

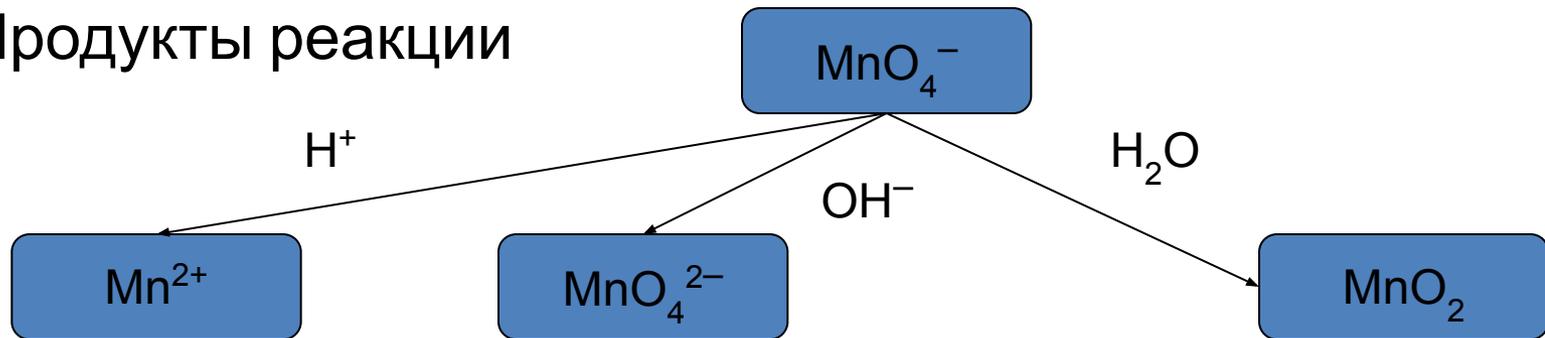
- Восстановители:

- 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 φ