

# ГОТОВИМСЯ К ЕГЭ

## Окислительно- восстановительные реакции

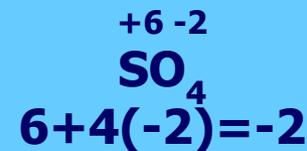
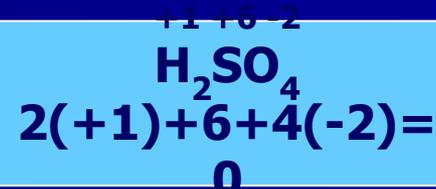
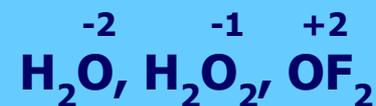
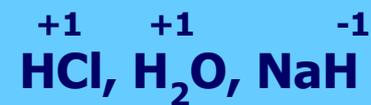
Из опыта работы учителя химии «МОУ СОШ № 73»  
г. Оренбурга Кочулевой Л. Р.

# Окислительно- восстановительные реакции (ОВР) -

– химические реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

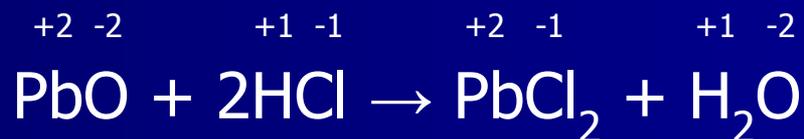
# Степень окисления

- Степень окисления атомов элементов простых веществ равна нулю
- Степень окисления водорода в соединениях +1, кроме гидридов
- Степень окисления кислорода в соединениях -2, кроме пероксидов и соединений с фтором
- Сумма всех степеней окисления атомов в соединении равна нулю
- Сумма всех степеней окисления атомов в ионе равна значению заряда иона

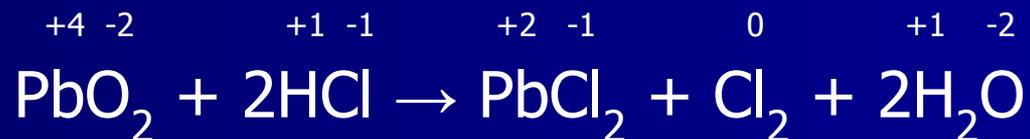


# Распознавание уравнений ОВР

- Запишите значения степеней окисления атомов всех элементов в уравнении реакции
- Определите изменяется ли степень окисления атомов элементов.



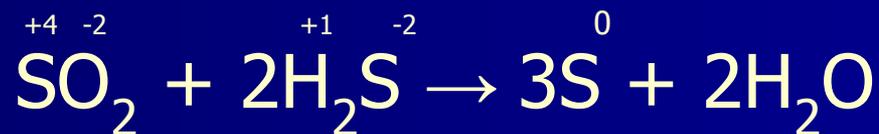
Степень окисления не изменяется => реакция не окислительно-восстановительная



Степень окисления изменяется => реакция окислительно-восстановительная

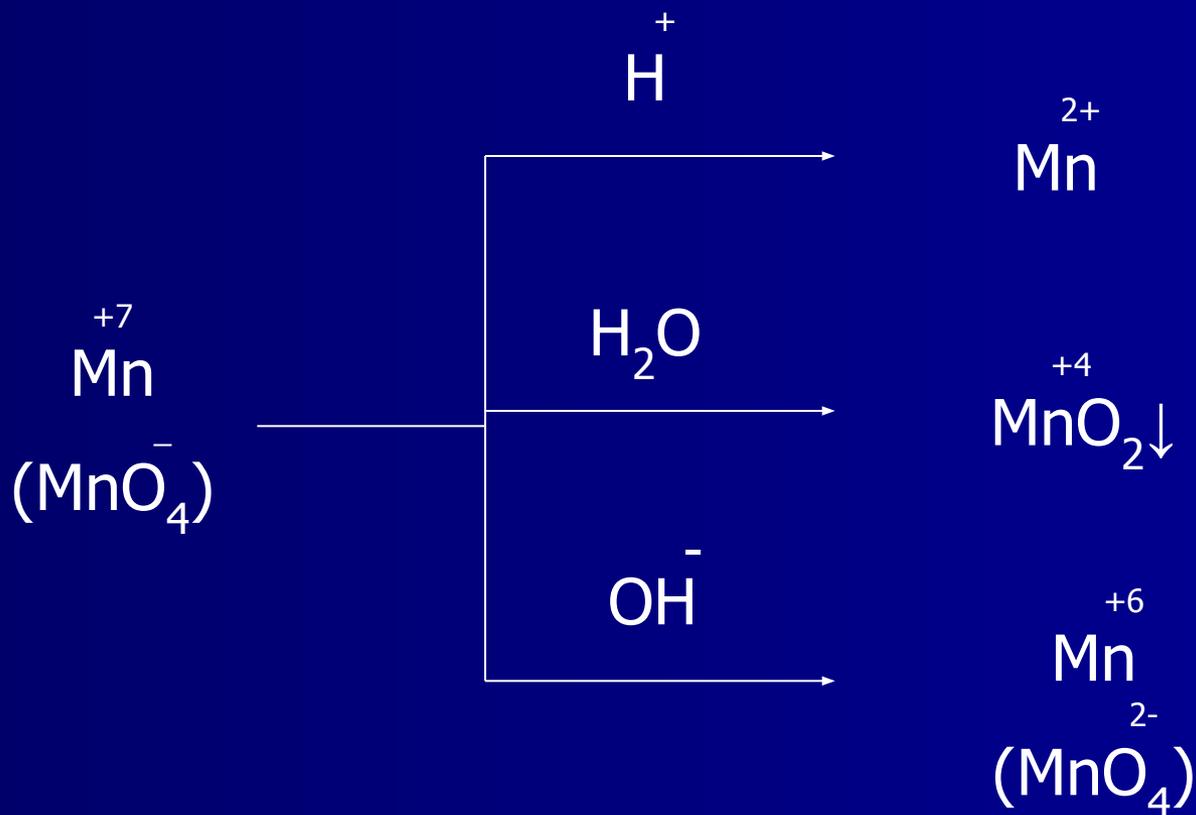


# Метод электронного баланса



|  |  |   |
|--|--|---|
| $\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$ | $\overset{+4}{\text{S}} + 4\text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$ | 1 |
| $+4 \rightarrow 0$   | взял $\text{e}^-$ – восстановление                                       |   |
| $+4 + (-4) = 0$  |  |   |
| $\overset{-2}{\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$ | $\overset{-2}{\text{S}} - 2\text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$ | 2 |
| $-2 \rightarrow 0$   | отдал $\text{e}^-$ – окисление   |   |
| $-2 - (-2) = 0$  |  |   |

# Влияние среды на характер протекания реакции



Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



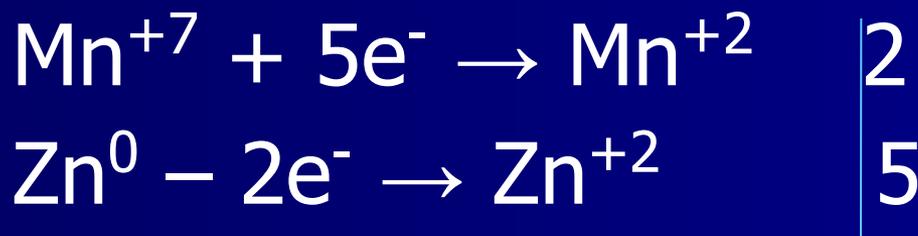
- Степень окисления Mn изменяется от +7 до +6 в щелочной среде!
- $\text{FeSO}_4$  окисляется в щелочной среде до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4$
- $\text{FeSO}_4$  – восстановитель,  $\text{KMnO}_4$  – окислитель

Используя метод электронного баланса,  
составьте уравнение реакции:



- Степень окисления Mn изменяется от +7 до +2 в кислой среде!

- Электронный баланс:



- $5\text{Zn} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{ZnSO}_4 +$   
 $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

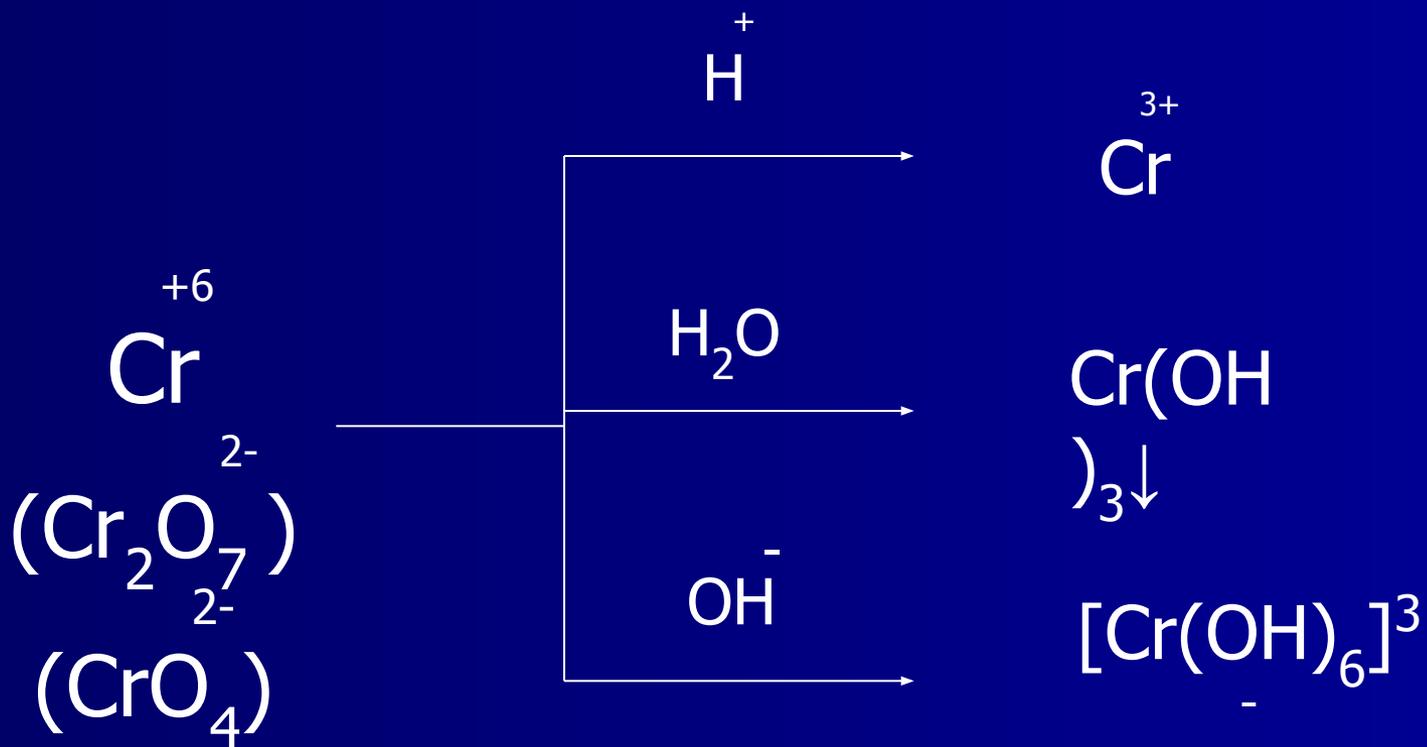
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



- Степень окисления Mn изменяется от +7 до +4 в нейтральной среде!
- Электронный баланс:



# Влияние среды на характер протекания реакции



Используя метод электронного баланса,  
составьте уравнение реакции:



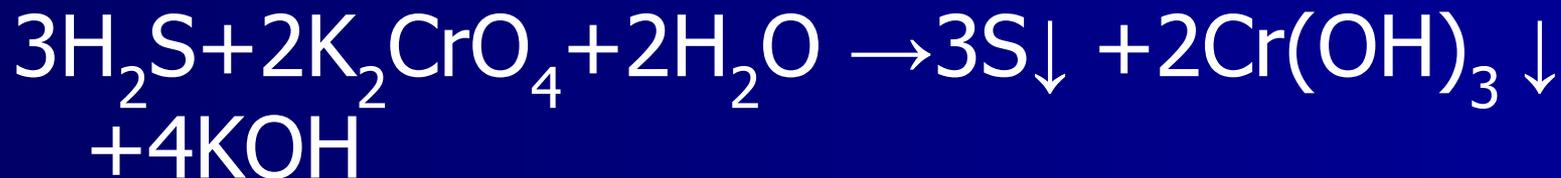
- Соли Cr(III) образуются в кислой среде!
- Электронный баланс:



Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



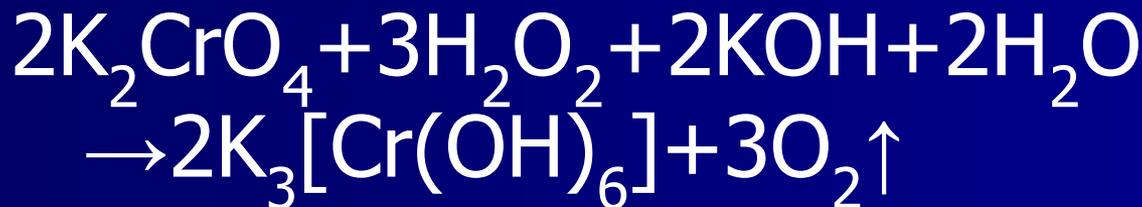
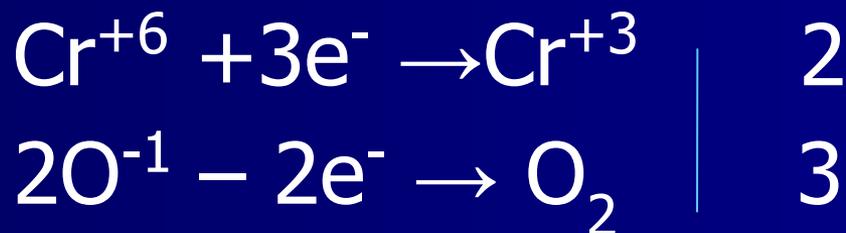
- Гидроксид хрома(III) образуется в нейтральной среде.
- Электронный баланс:



Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



- Комплексный анион  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$  образуется в щелочной среде.
- Электронный баланс:



Т.к. в правой части уравнения в составе гидроксокомплекса содержится уже 6 атомов водорода, вода переносится в левую часть уравнения.

**Используя метод электронного баланса,  
составьте уравнение реакции:**



- Соединения хрома(III) при окислении в щелочной среде образуют хроматы ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ). Степень окисления хрома увеличивается от +3 до +6, следовательно  $\text{NaCrO}_2$  является восстановителем, а окислителем будет служить  $\text{Br}_2$ , степень окисления которого снижается от 0 до -1.
- Электронный баланс:  
$$\begin{array}{l} \text{Cr}^{+3} - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{+6} \quad | \quad 2 \\ \text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^- \quad | \quad 3 \end{array}$$
- $2\text{NaCrO}_2 + 3\text{Br}_2 + 8\text{NaOH} \rightarrow 2 \text{Na}_2 \text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 4\text{H}_2\text{O}$

# ОВР азотной кислоты

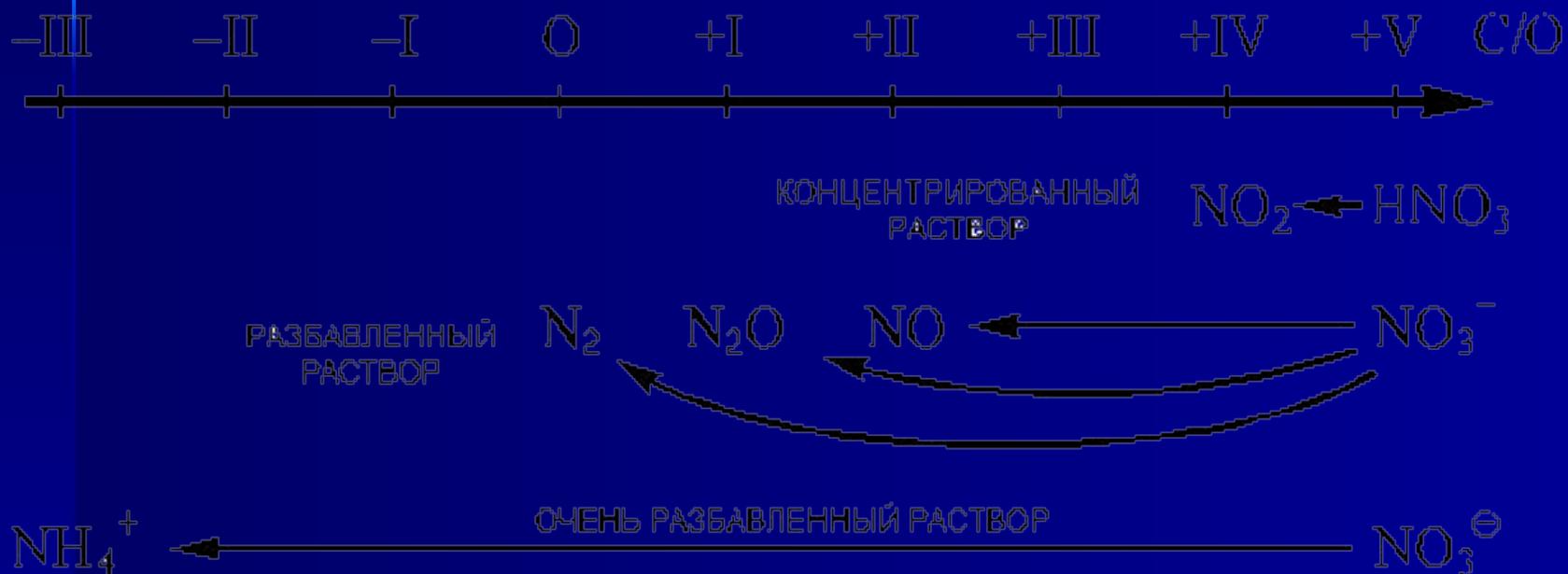


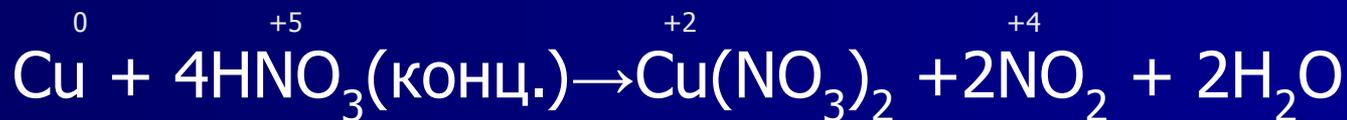
Рис 4. Схема восстановления азотной кислоты в зависимости от её концентрации в растворе

# ОВР азотной кислоты



Ca – восстановитель

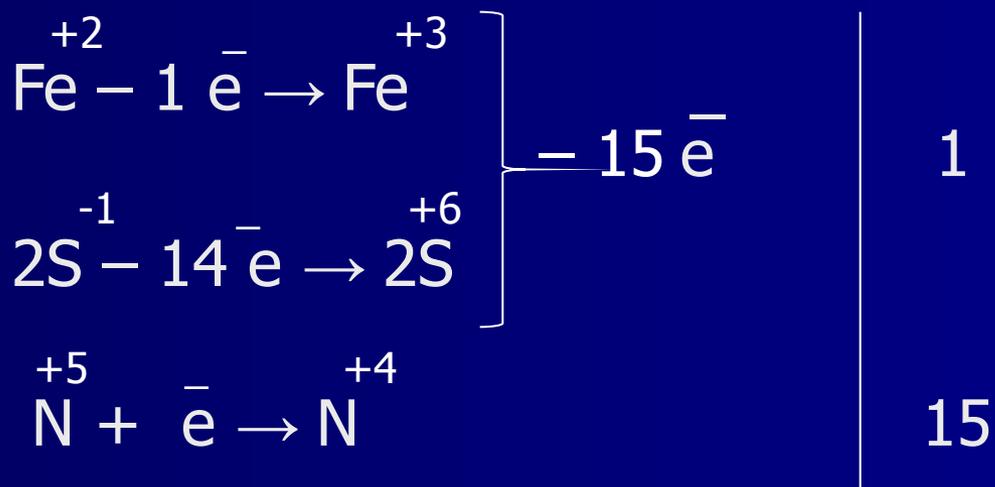
HNO<sub>3</sub> – окислитель



# ОВР азотной кислоты

- $S^0 + 6HNO_3(\text{конц}) = H_2S^{+6}O_4 + 6NO_2 + 2H_2O$
- $B^0 + 3HNO_3(\text{конц}) = H_3B^{+3}O_3 + 3NO_2$
- $3P^0 + 5HNO_3 + 2H_2O = 5NO + 3H_3P^{+5}O_4$
- $P^0 + 5HNO_3(\text{конц}) = 5NO_2 + H_3P^{+5}O_4 + H_2O$

# ОВР азотной кислоты



FeS<sub>2</sub> – восстановитель  
HNO<sub>3</sub> – окислитель

# ОВР с участием органических соединений

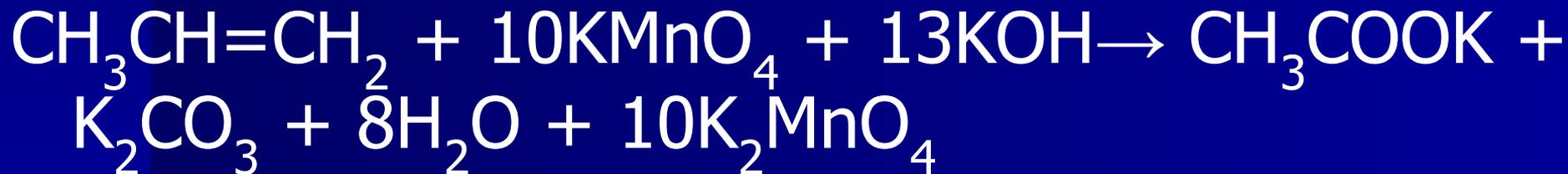
Окисление алкенов в нейтральной среде:



Окисление алкенов в кислой среде:



Окисление алкенов в щелочной среде:

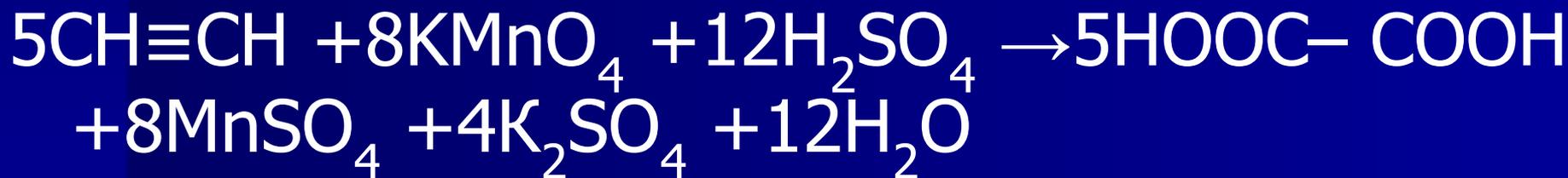


# Окисление алкинов

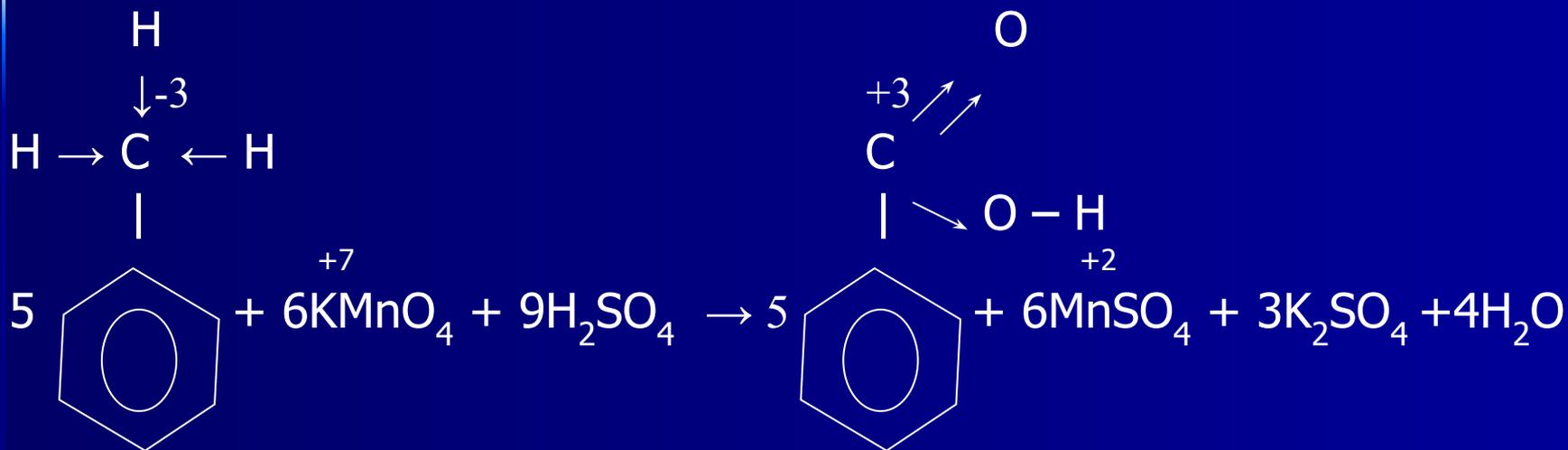
в нейтральной среде:



в кислой среде:



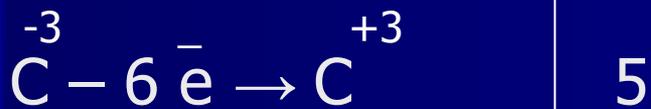
# Окисление гомологов бензола



восстано-  
витель

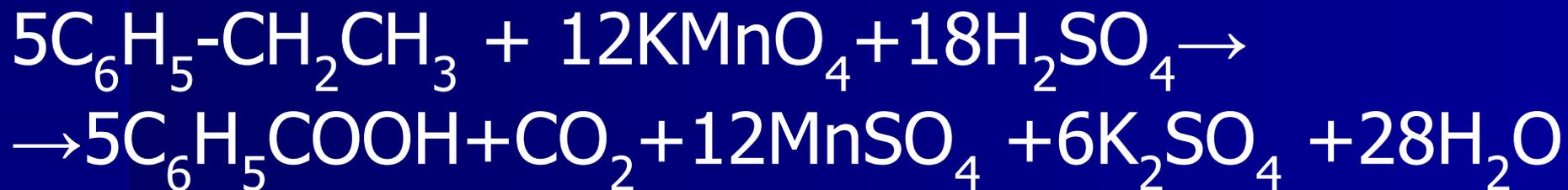
окисли-  
тель

среда



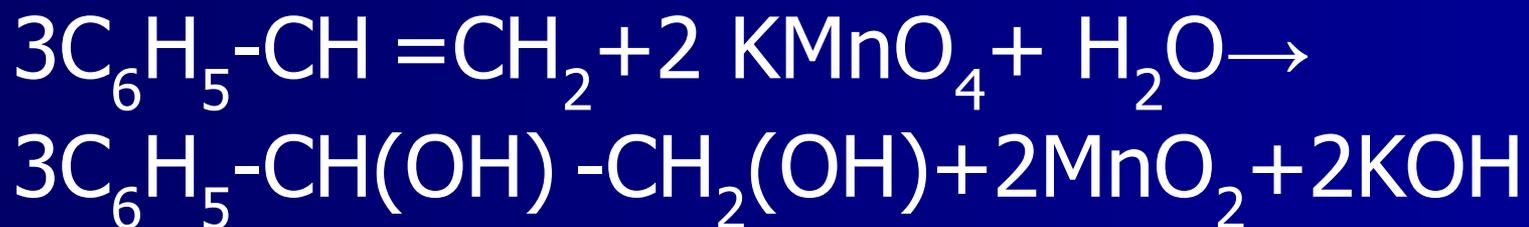
# Окисление гомологов бензола

- Обратите внимание, что только  $\alpha$ -углеродные атомы (непосредственно связанные с бензольным кольцом) окисляются до карбоксильных групп, остальные атомы углерода – до углекислого газа.

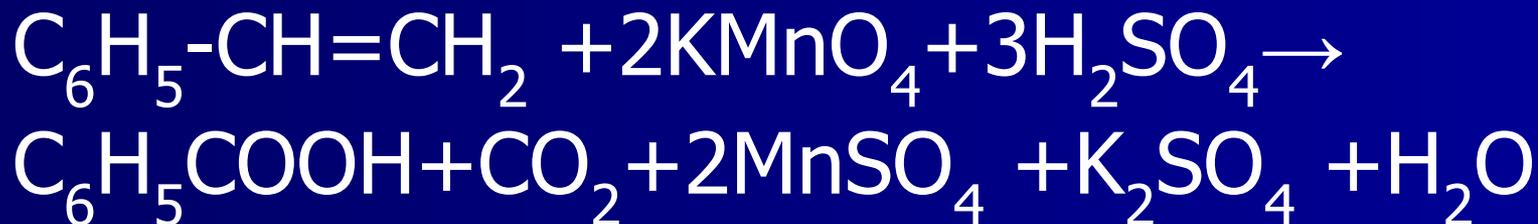


# Окисление стирола

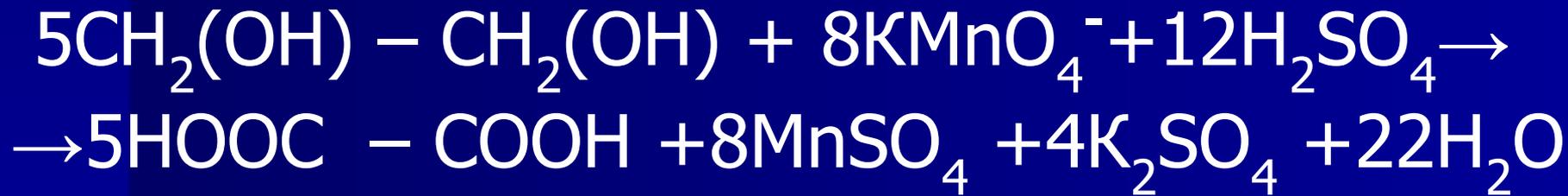
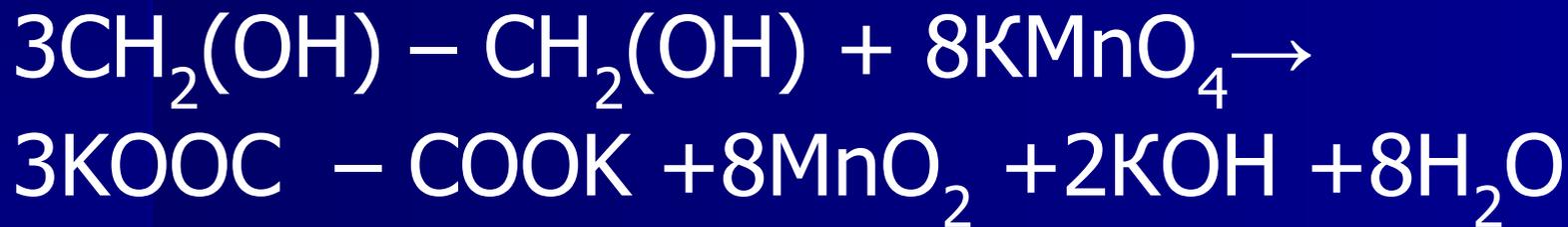
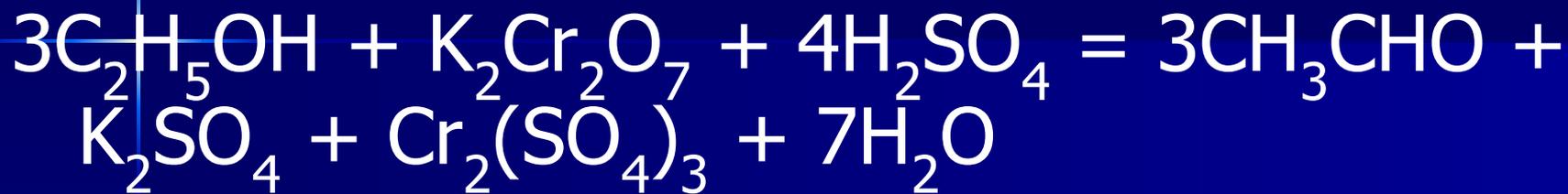
В нейтральной среде:



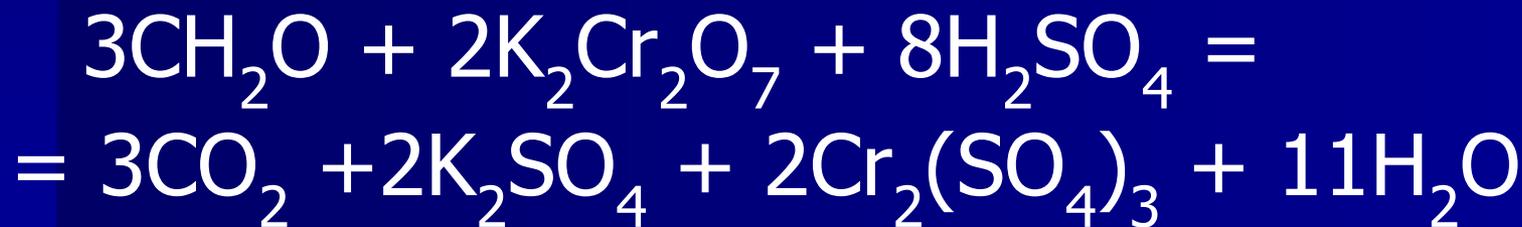
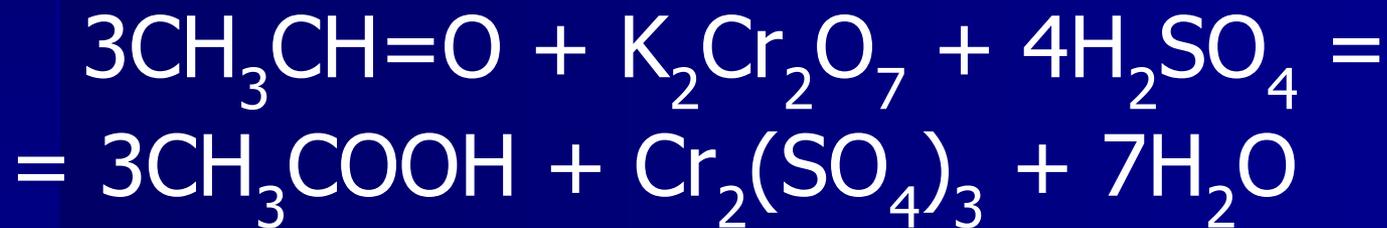
В кислой среде:



# Окисление спиртов



# Окисление альдегидов



# Окисление карбоновых кислот

- $\text{HCOOH} + \text{HgCl}_2 = \text{CO}_2 + \text{Hg} + 2\text{HCl}$
- $\text{HCOOH} + \text{Cl}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{HCl}$
- $\text{HOOC-COOH} + \text{Cl}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{HCl}$

