



НАЦИОНАЛЬНЫЙ ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра неорганической химии

Дисциплина: общая и неорганическая химия



Лекция:

**ОКИСЛИТЕЛЬНО-  
ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ  
РЕАКЦИИ**

специальность 226 Фармация, промышленная фармация

образовательная программа Фармация

Лекторы: доцент Антоненко О.В.  
доцент Цапко Є.О.

# План лекции :

1. Основные понятия окислительно-восстановительных процессов: степень окисления элементов в соединениях, окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.
2. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Составление окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса, электронно-ионный метод (метод полуреакций).
4. Типы окислительно-восстановительных реакций.
5. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
6. Определение направления окислительно-восстановительных реакций.

вопросы для самостоятельного изучения

Окислительно-восстановительные реакции в биологических системах

# Рекомендованная литература

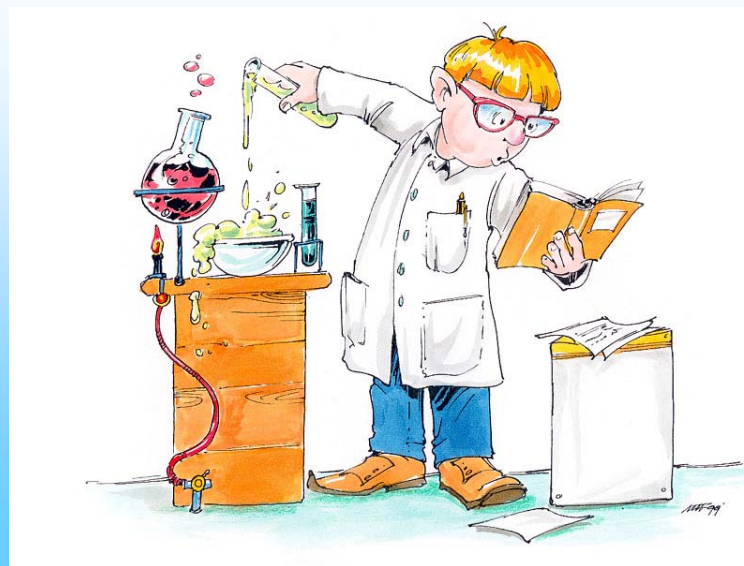
## Основная

- Е.Я.Левитин, А.Н.Бризицкая, Р.И.Клюева. Общая и неорганическая химия. – Х: Изд-во НФАУ:Золотые страницы, 2002. – 536 с.

## Вспомогательная

- Неорганическая химия. Лабораторный практикум. I модуль: уч.-метод. пособ. для студ.фармац. ВУЗов и фарм. фак. мед. Вузов III–IV уровня аккредитации. Е.Я.Левитин, О.В.Антоненко, А.М.Бризицкая и др.; под общей редакцией Е.Я.Левитина. – Х., 2014. – 83 с.
- Неорганическая химия. Лабораторный практикум. II модуль: уч.-метод. пособие для студ. фармац. ВУЗов. Е.Я. Левитин, О.В. Антоненко, А.Н. Бризицкая и др.; под общей редакцией Е.Я. Левитина. – Х., 2014. – 72 с.
- Неорганическая химия. Конспект лекций. I модуль: уч.-метод. пособие для студ.фармац. ВУЗов, фармац. фак. мед. ВУЗов III–IV уровня аккредитации. О.В.Антоненко, Е.Я.Левитин, И.А.Ведерникова; под общей редакцией Е.Я. Левитина. – Х., 2014. – 86 с.
- Неорганическая химия. Курс лекций. II модуль: уч.-метод. Пособие для студ.фармац. ВУЗов, фармац. фак. мед. ВУЗов III–IV уровня аккредитации. О.В.Антоненко, Е.Я. Левитин, И.А.Ведерникова; под общей редакцией Е.Я. Левитина. – Х., 2014. – 50 с.
- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для Вузов. - 4-е изд., испр. - М.: Высшая школа, 2001. - 743 с.

**Окислительно-восстановительные реакции** — это реакции, которые сопровождаются переходом электронов от одних молекул или ионов к другим, вследствие чего изменяется степень окисления элементов.



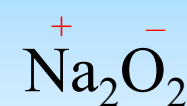
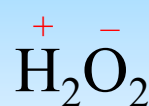
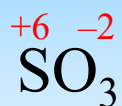
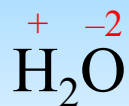
**Степень окисления** – условный заряд атома, если считать, что молекула состоит из ионов, заряд молекулы равен 0.

$S^{-2}$ степень окисления	$S^{2-}$ заряд иона
----------------------------	---------------------

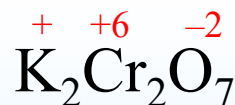
1. Постоянную степень окисления имеют щелочные, щелочноземельные металлы, Zn, Al – она равна номеру группы.
2. Простые вещества S, Fe,  $O_2$  – степень окисления равна «0».
3. Водород в своих соединениях в основной с.о. +1, и только в гидридах щелочных и щелочноземельных металлов с.о. –1.

$\overset{+}{H}\overset{-}{Cl}$	$\overset{+}{H_2}\overset{-2}{O}$	$\overset{+}{Na}\overset{-}{H}$	$\overset{+2}{Ca}\overset{-}{H_2}$
---------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	------------------------------------

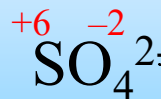
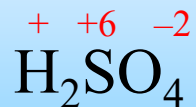
4. Кислород в основном имеет степень окисления  $-2$  и только в пероксидах  $-1$



5. Алгебраическая сумма всех степеней окисления в соединении равна 0:



Заряд иона – алгебраическая сумма степеней



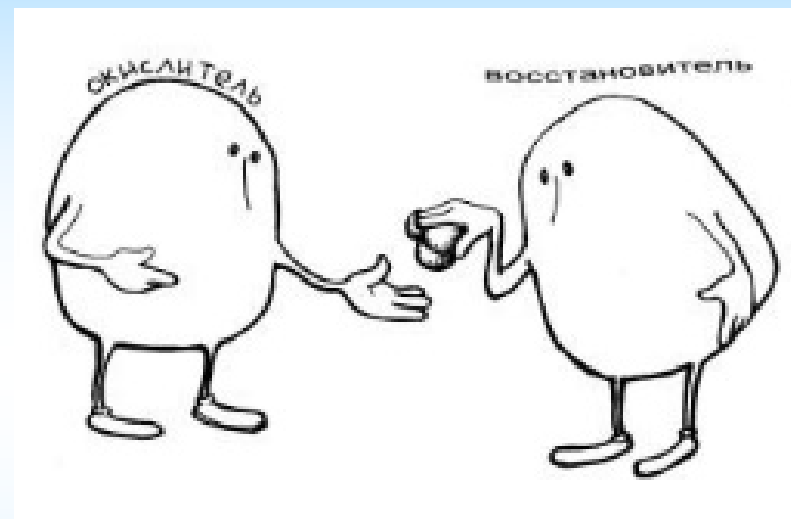
$$+6+4(-2)=-2$$

**Восстановитель** – вещество, содержащее элемент, который отдает электроны, его степень окисления повышается.

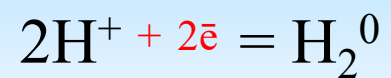
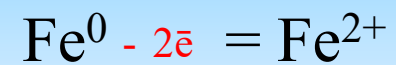
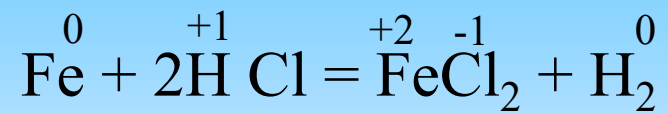
**Окислитель** – вещество, содержащее элемент, который присоединяет электроны, его степень окисления понижается.

**Процесс восстановления** – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся уменьшением степени окисления элементов.

**Процесс окисления** – процесс отдачи электронов атомами, молекулами, простыми или сложными ионами, вследствие которого увеличивается степень окисления элементов.



Например, в реакции:





## Важнейшие окислители и восстановители

Окислительно-восстановительной активностью обладают как простые вещества, так и химические соединения.

Окислительно-восстановительная активность простых веществ определяется положением элемента в ПСЭ.

**Окислители**

**Сильные**

- $F_2, O_2, O_3, H_2O_2, Cl_2$
- $HClO, HClO_3, H_2SO_4, HNO_3$
- Царская водка
- $NO_2$
- $KMnO_4, MnO_2$
- $K_2Cr_2O_7, CrO_3$
- $PbO_2$

**Слабые**

- $I_2, Br_2,$
- $SO_2$
- $HNO_2$
- Соединения  $Fe^{3+}$

The infographic includes a blue butterfly in the top left, a central illustration of a round-bottom flask with a purple and green reaction occurring inside, and two small laboratory flasks on the right.

Чем ниже энергия ионизации, тем больше восстановительные свойства.

↓ в группах восстановительная активность увеличивается.

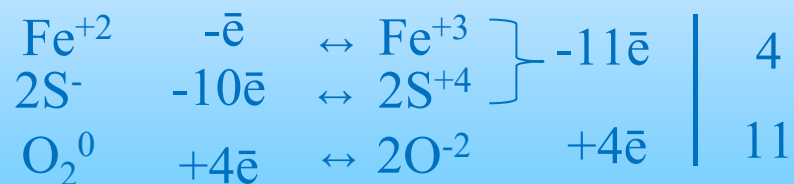
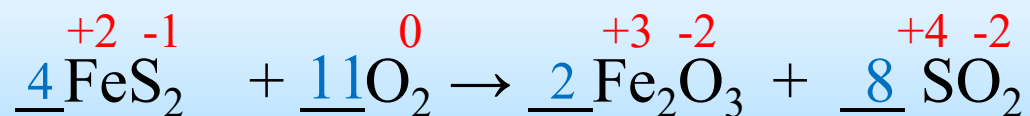
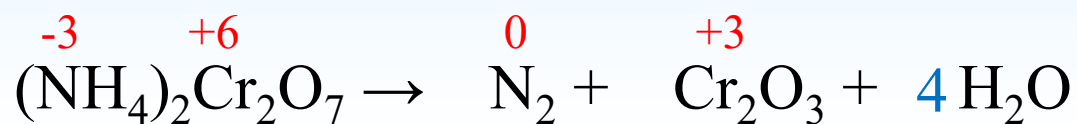
Энергия сродства к электрону характеризует окислительную активность.

В высшей степени окисления элементы проявляют только окислительные свойства, в низшей степени окисления — только восстановительные свойства, в промежуточных — окислительно-восстановительную двойственность.

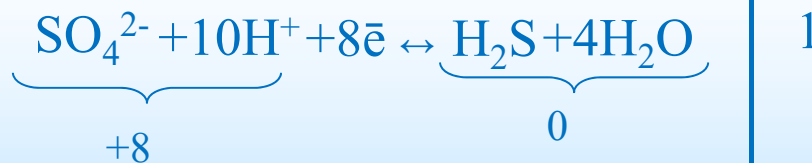
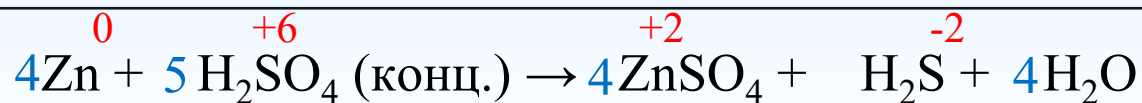
Восстановители	Окислители
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{KMnO}_4$
$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{SO}_4$
$\text{HCl}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
$\text{HBr}$	
$\text{KI}$	

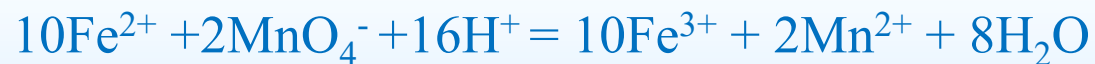
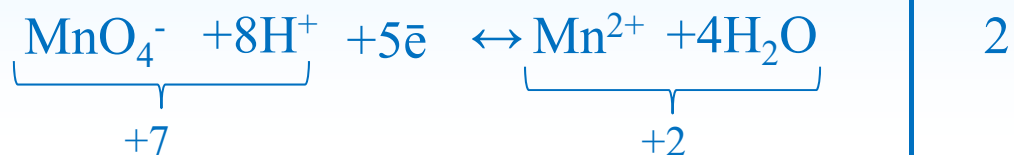
## Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций:

Метод электронного баланса – универсальный, единственно возможный для реакций сплавления, разложения, протекающих в неводной среде.

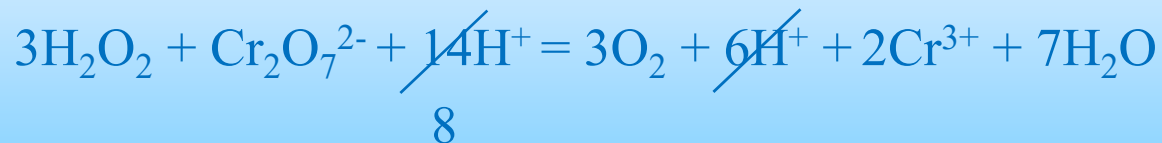
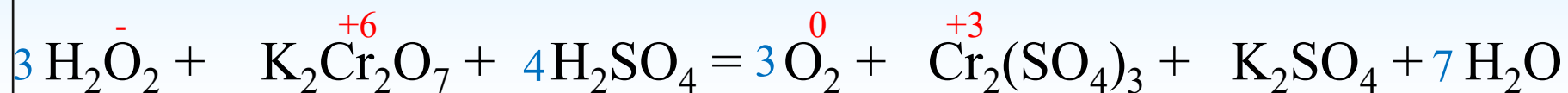


Электронно-ионный метод (метод полуреакций) учитывает реально существующие в растворе ионы, им можно пользоваться только для водных растворов. В виде молекул записывают простые вещества, слабые электролиты, газообразные вещества, все остальные в виде ионов.

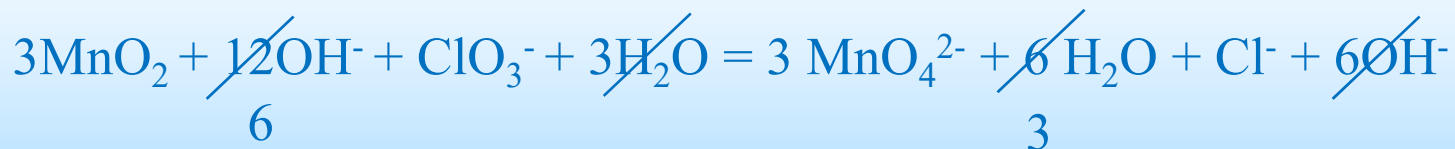
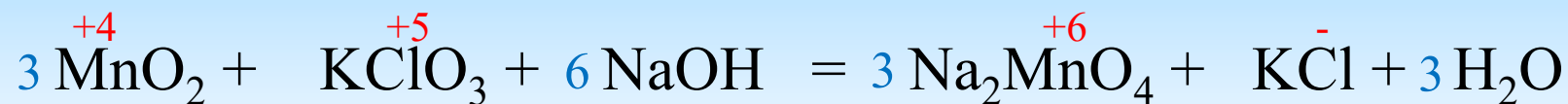


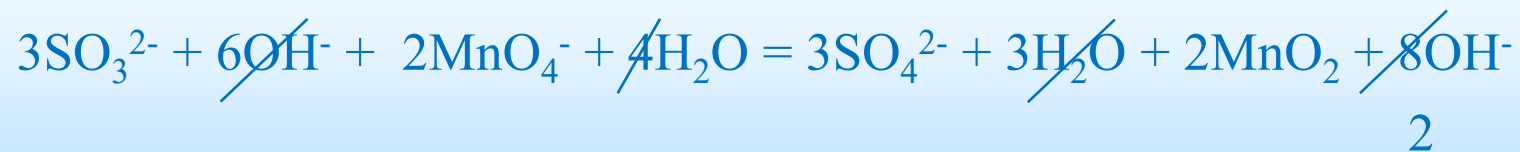
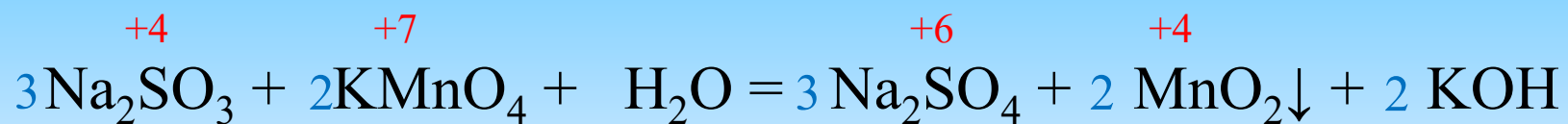


**Правило уравнивания в кислой среде** – там, где не хватает кислорода, пишем  $\text{H}_2\text{O}$ , а в противоположную сторону – в два раза больше  $\text{H}^+$ .

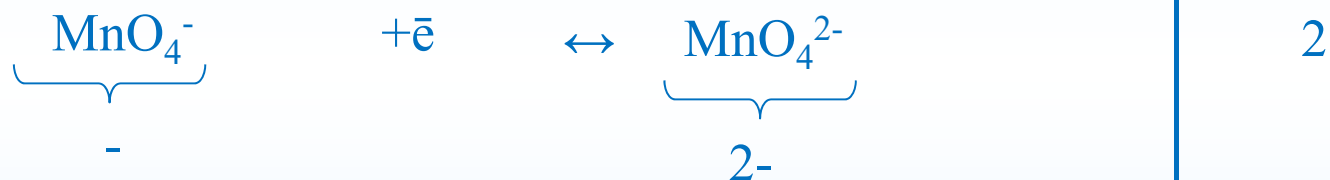
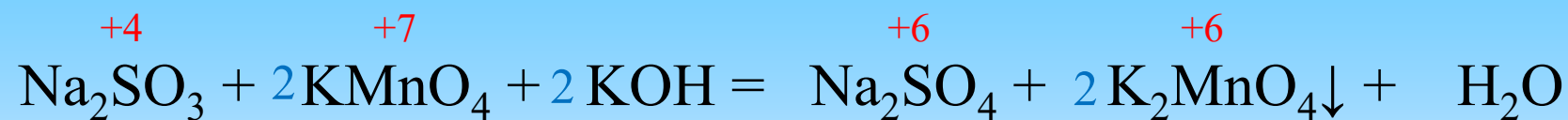


**Правило уравнивания в нейтральной и щелочной среде – там, где **лишний** кислород, пишем  $\text{H}_2\text{O}$ , а в противоположную сторону – в два раза больше  $\text{OH}^-$ .**









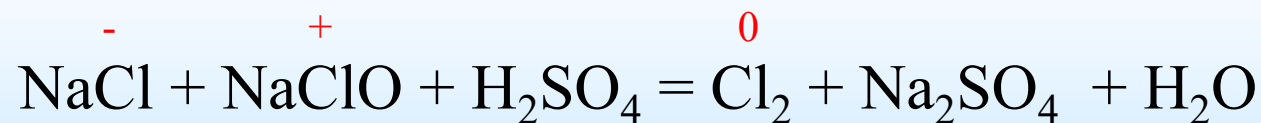
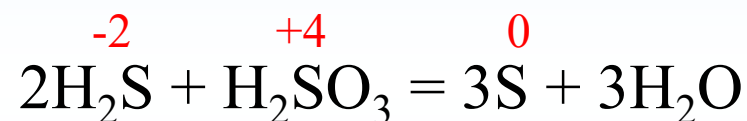
## Типы окислительно-восстановительных реакций

Различают три основных типа окислительно-восстановительных реакций:

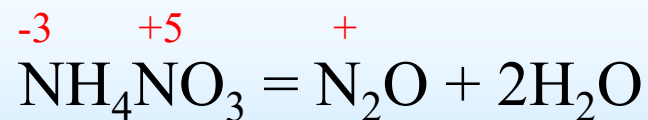
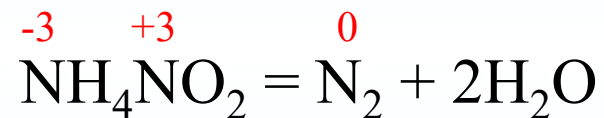
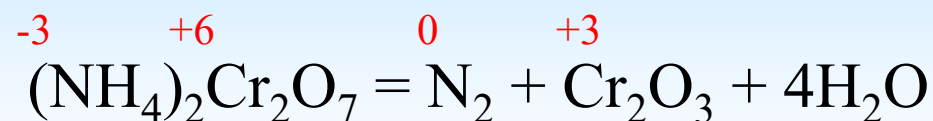


- межмолекулярный
- внутримолекулярный
- диспропорционирования  
(дисмутации или самоокисления  
-само-восстановления).

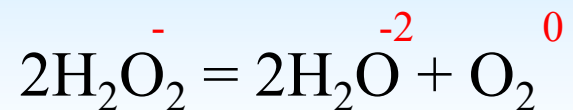
***Межмолекулярными*** называют окислительно-восстановительные реакции, в которых элементы, изменяющие степень окисления, входят в состав различных молекул:



*Окислительно-восстановительные реакции, вследствие которых изменяют степень окисления два различных элемента, входящие в состав одной молекулы, называют **внутримолекулярными** реакциями.*



**Реакциями *диспропорционирования* (дисмутации) называют окислительно-восстановительные реакции, вследствие которых одновременно увеличивается и уменьшается степень окисления одного элемента.**



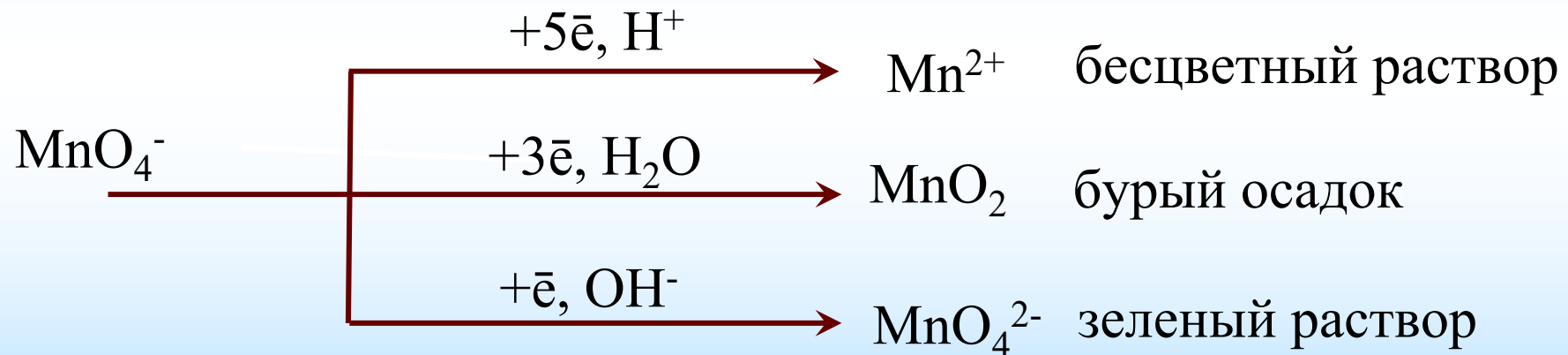
## Факторы, влияющие на протекание окислительно - восстановительных реакций

В зависимости от **кислотности среды** изменяются продукты реакции, то есть процесс окисления или восстановления будет протекать по-разному.

Например,

*Окисленная форма*

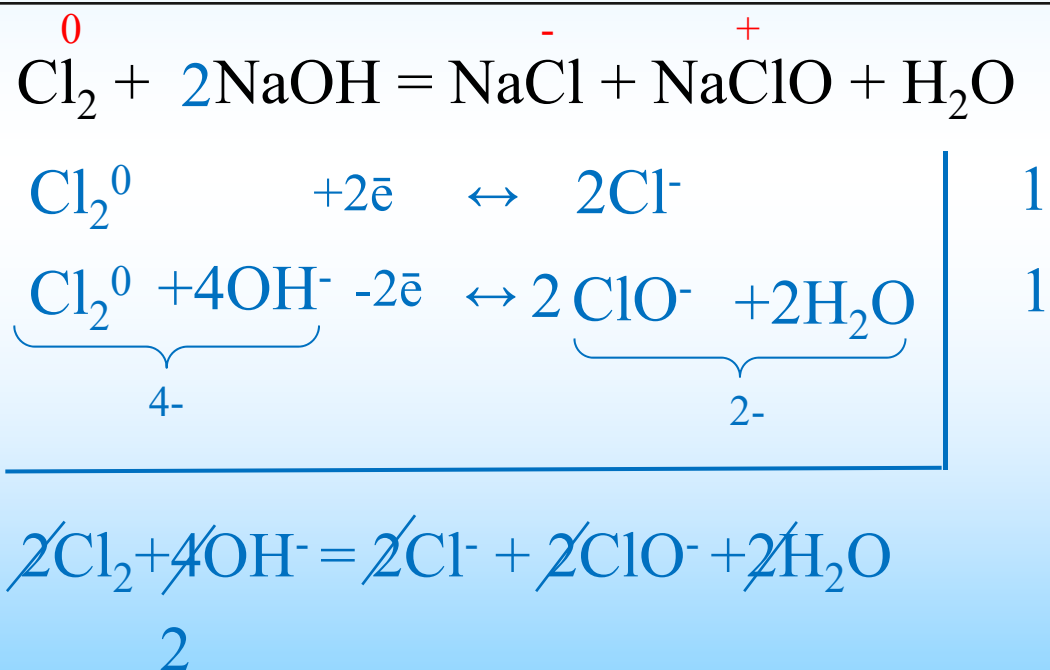
*Восстановленная форма*



Для создания кислой среды используют разбавленную серную кислоту, поскольку азотная кислота любой концентрации является сильным окислителем, а хлороводородная кислота проявляет восстановительные свойства. Щелочную среду создают с помощью растворов гидроксидов калия и натрия.

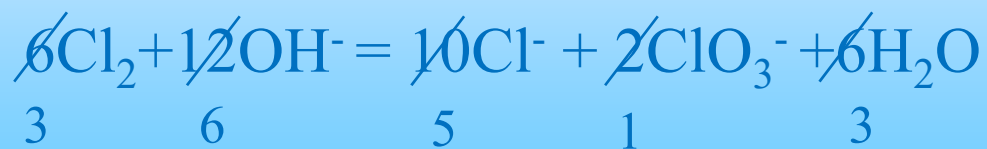
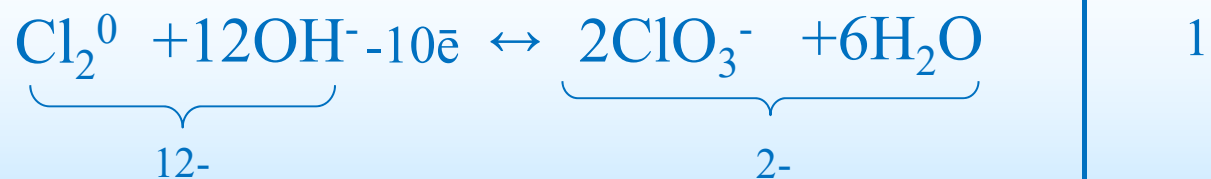
Аналогично на окислительно-восстановительное взаимодействие влияет температура: некоторые реакции протекают только при нагревании или в зависимости от температуры образуются разные продукты взаимодействия.

Например, при комнатной температуре в щелочной среде галогены диспропорционируют с образованием соединений со степенью окисления  $-1$  и  $+1$ :



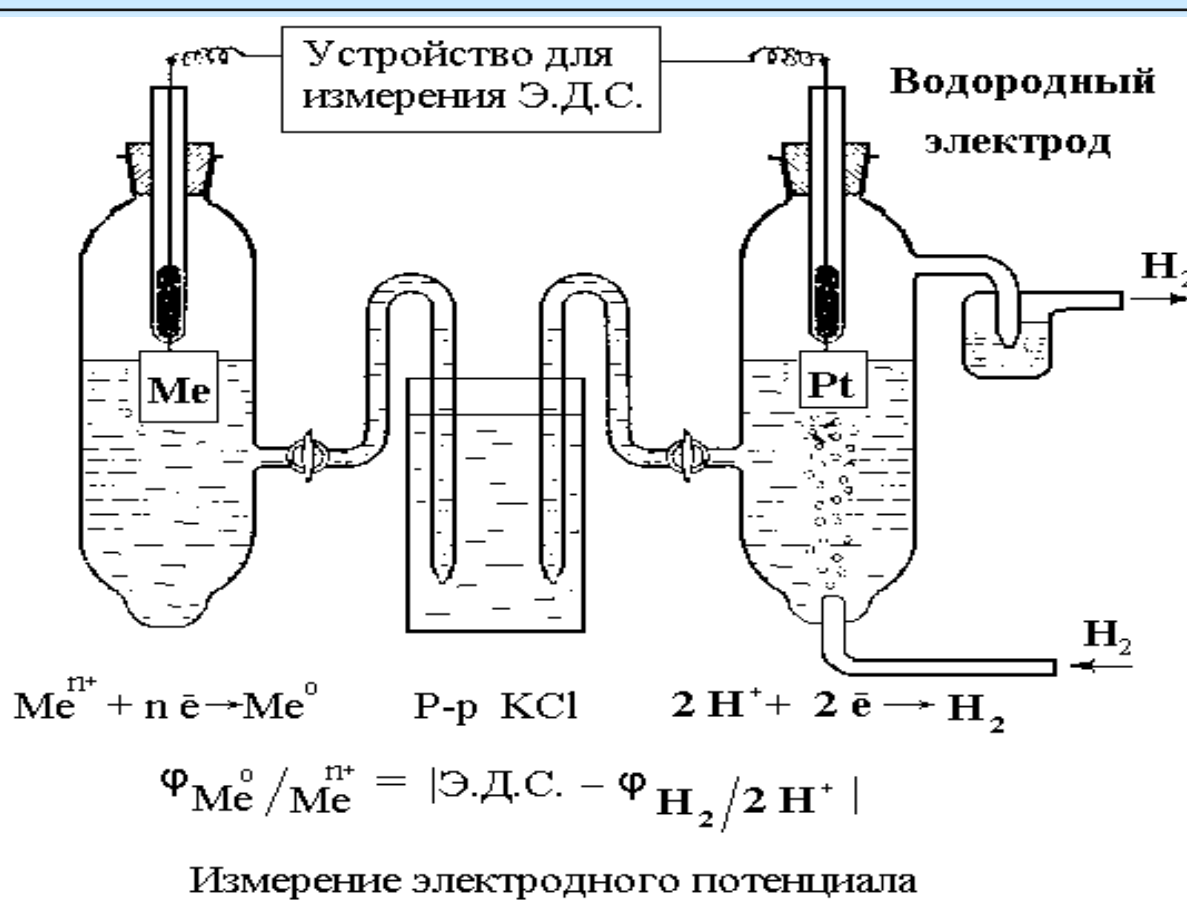


При кипячении реакционной смеси образуются соединения со степенью окисления  $-1$  и  $+5$ :



# Направление окислительно-восстановительных реакций

Мерой окислительно-восстановительной способности веществ, служат их окислительно-восстановительные потенциалы.



Для определения направления окислительно-восстановительной реакции необходимо найти ЭДС (электродвижущую силу) гальванического элемента, образованного из данного окислителя и восстановителя

$$\text{ЭДС} = E_{\text{ок}} - E_{\text{вос}},$$

где  $E_{\text{ок}}$ ,  $E_{\text{вос}}$  – потенциалы окислителя и восстановителя соответственно.

Если  $\text{ЭДС} > 0$ , т.е.  $E_{\text{ок}} > E_{\text{вос}}$ , то данная реакция возможна, протекает в прямом направлении.

**Например:** определите, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции



$$\text{ЭДС} = 0,77 - 1,36 = -0,58 \text{ В}$$

$\text{ЭДС} < 0$  реакция невозможна



СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ