

# Окислительно- восстановительные реакции

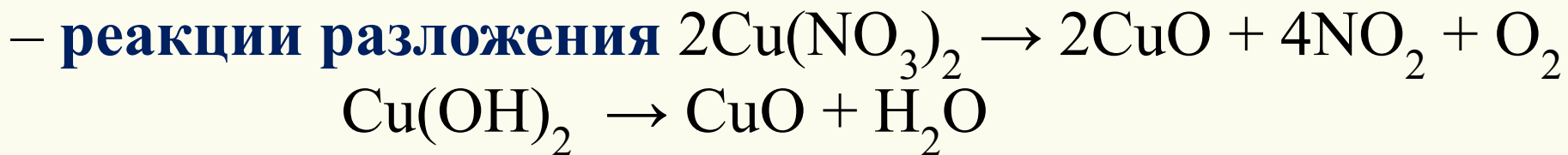
(ОВР)



# Классификация химических реакций

По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции различают:

– реакции



По степени окисления реакции делят на:

✓ реакции без изменения степени окисления;

✓ реакции с изменением степени окисления.

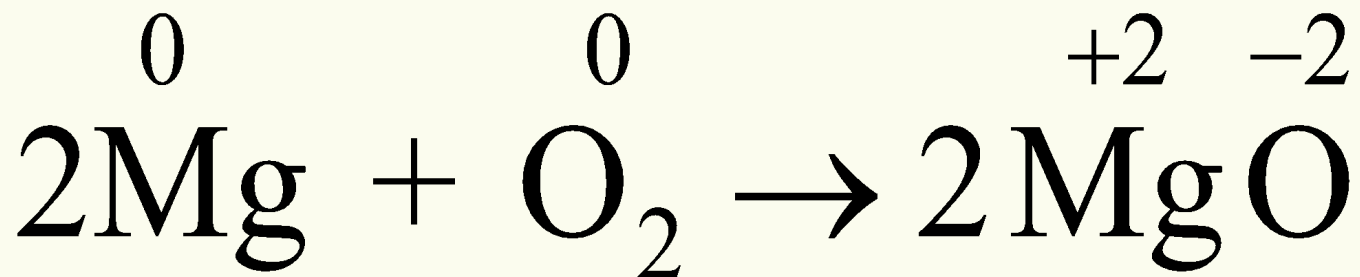
*Следует различать понятия  
«степень окисления» и «валентность».*

***Степень окисления*** — условный  
заряд элемента в соединении,  
вызванный смещением валентных  
электронов к более электроотрица-  
тельному атому, или заряд иона  
элемента, вычисленный исходя из  
предположения, что молекула  
состоит только из ионов.

***Валентность*** — это свойство атомов присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента.

**Количественно валентность определяется числом химических связей, образованных атомом.**

**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – химические реакции, при протекании которых изменяются степени окисления одного или нескольких элементов, входящих в состав реагирующих веществ.**



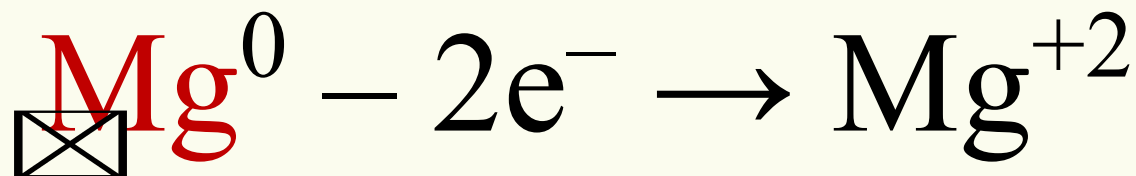
Любая ОВР состоит из процессов  
**окисления и восстановления.**

**!!!**

**Окисление** – процесс **отдачи**  
частицей электронов.

Частица (атом, молекула, ион),  
которая **отдает** электроны,  
называется **восстановителем.**

**Степень окисления  
атома - восстановителя  
повышается:**



**ВОССТ-ЛЬ**

**(ОКИСЛЯЕТСЯ)**

# Важнейшие восстановители

- **Металлы в свободном состоянии:**

Mg, Fe, Cu и др.

- **Соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисления:**

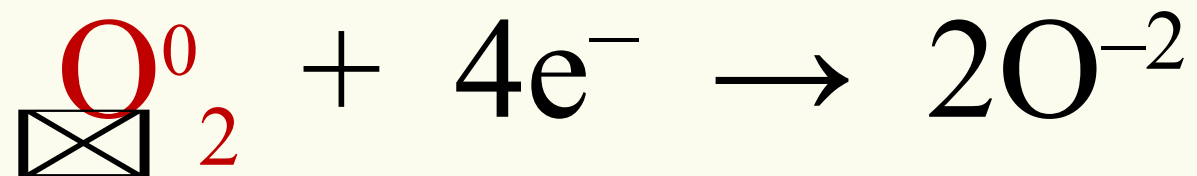




**Восстановление** — процесс  
присоединения электронов.

Частица (атом, молекула,  
ион), которая присоединяет  
электроны, называется  
**окислителем**.

**Степень окисления  
атома - окислителя  
понижается:**



**ОКИС - ЛЬ**

**(восстанавливается)**

# Важнейшие окислители

- Простые вещества (образованы элементами VI - VII групп периодической системы):



- Соединения, содержащие элементы в максимально положительной степени

окисления:

+7

+6

+5

+6



**АТОМЫ В ПРОМЕЖУТОЧНОЙ СТЕПЕНИ  
ОКИСЛЕНИЯ** В ЗАВИСИМОСТИ ОТ ТИПА  
РЕАКЦИИ И УСЛОВИЙ ЕЕ ПРОТЕКАНИЯ  
МОГУТ БЫТЬ КАК **ОКИСЛИТЕЛЯМИ**, ТАК  
И **ВОССТАНОВИТЕЛЯМИ**, Т.Е.  
ПРОЯВЛЯЮТ ОВ ДВОЙСТВЕННОСТЬ:



## *Например:*

- $\text{H}_2\text{SO}_4$  – окислитель  
(степень окисления серы **+6** – **высшая**)
- $\text{H}_2\text{SO}_3$  – и окислитель, и восстановитель  
(степень окисления серы **+4** – **промежуточная**)
- $\text{H}_2\text{S}$  – восстановитель  
(степень окисления серы **-2** – **низшая**).

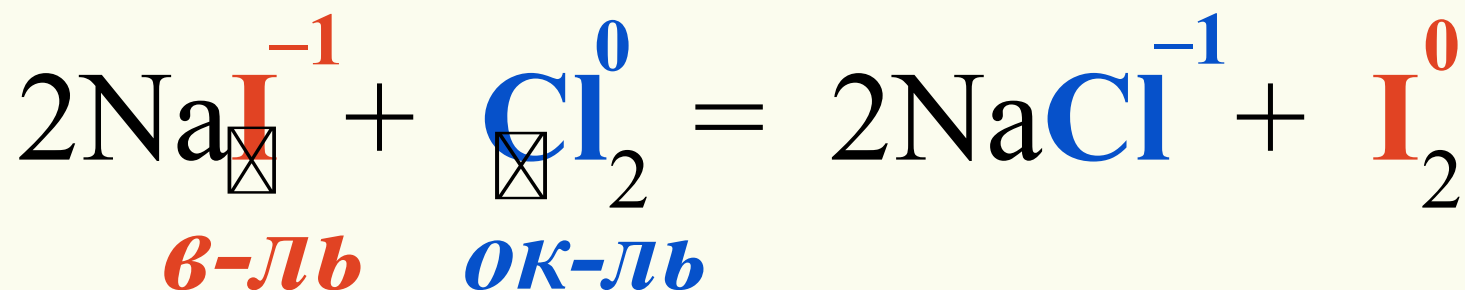
!!!

**ОК-ль + ē, ст. ОК. ↓**

**Вос-ль - ē, ст. ОК. ↑**

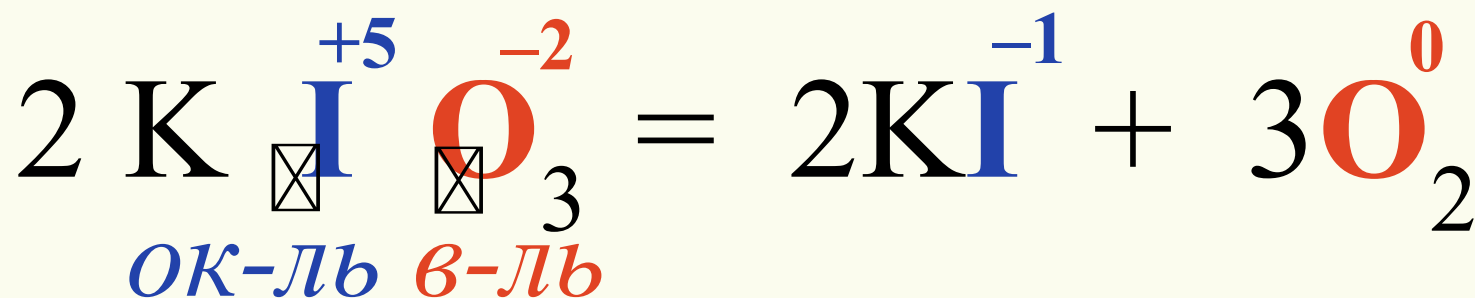
# Классификация ОВР

1. *Межмолекулярные:* атомы окислителя и восстановителя находятся в составе *разных* молекул:



## 2. *Внутримолекулярные:*

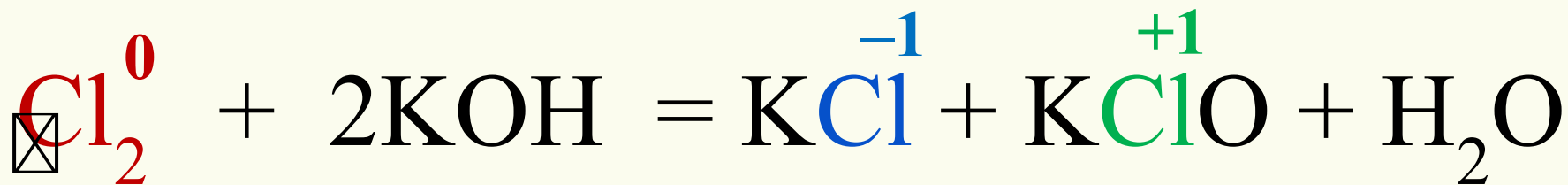
ОКИСЛИТЕЛЬ И ВОССТАНОВИТЕЛЬ В ВИДЕ АТОМОВ РАЗНЫХ ЭЛЕМЕНТОВ ВХОДЯТ В СОСТАВ *одной* и той же молекулы:





### 3. Реакции диспропорционирования:

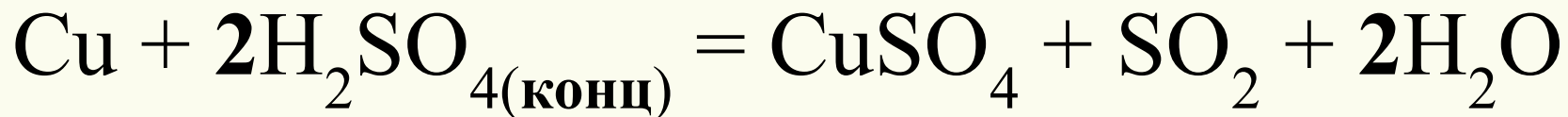
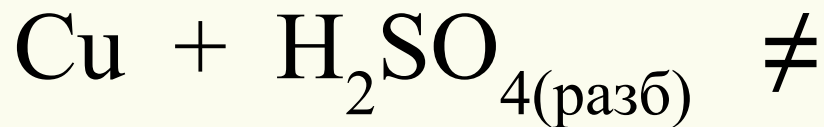
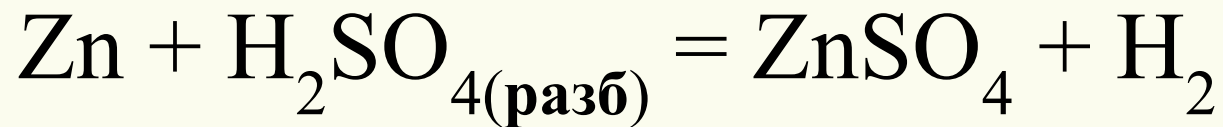
атомы одного и того же элемента в промежуточной степени окисления и **окисляются** (повышают степень окисления), и **восстанавливаются** (понижают степень окисления):



и **ок-ль**, и **в-ль**

## На протекание ОВР могут оказывать воздействие следующие факторы:

- ✓ природа окислителя и восстановителя
- ✓ концентрация окислителя
- ✓ температура
- ✓ характер среды (кислая, нейтральная или щелочная).



Для составления полных молекулярных уравнений ОВР используются два метода:

- ✓ метод электронного баланса;
- ✓ метод ионно-электронного баланса.

# *Основные принципы составления уравнений ОВР:*

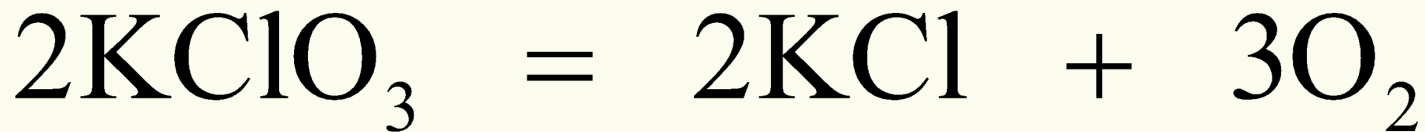
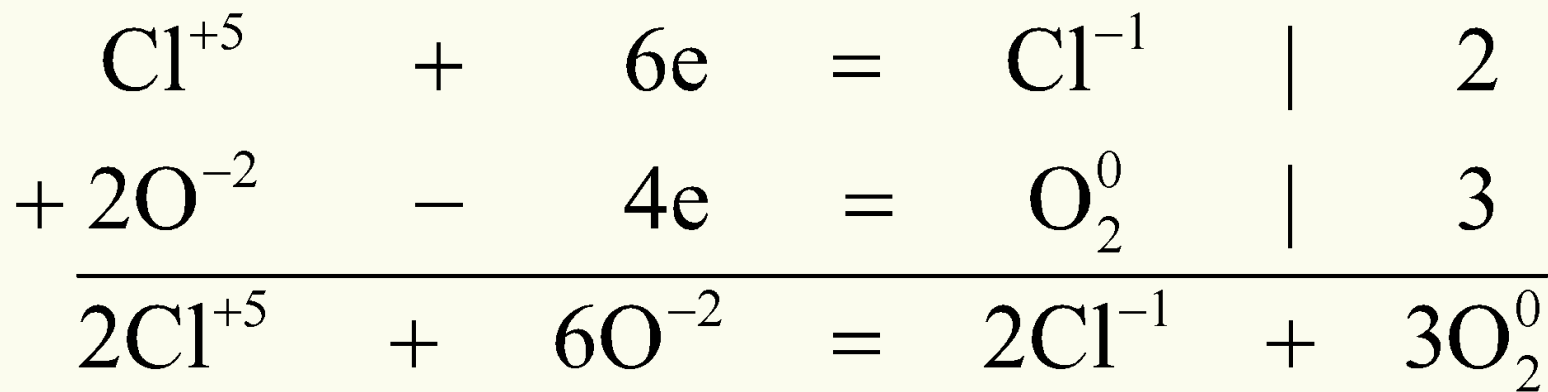
- **соблюдение закона сохранения массы** (**равенство числа атомов** одного и того же элемента до и после реакции);
- **соблюдение закона сохранения суммарного заряда** (**равенство суммы зарядов** исходных и конечных веществ).

**Метод электронного баланса** – метод нахождения коэффициентов в уравнениях ОВР, при котором рассматривается обмен электронами между атомами, изменяющими свою степень окисления.

**Число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, полученных окислителем.**

**Метод электронного баланса универсален:** позволяет на формальной основе (с использованием понятия «степень окисления») устанавливать стехиометрические соотношения в процессах окисления-восстановления в любых гомогенных и гетерогенных средах.

## *Пример:*





**Метод ионно – электронного баланса** основан на модели реально существующих частиц, присутствующих в водных растворах.

Метод используется для записи реакций в **водных** растворах.

Для уравнивания кислорода  
в ионно-молекулярных  
полуреакциях используют:

- ✓  $\text{H}_2\text{O}$
- ✓  $\text{H}^+$  в кислой среде
- ✓  $\text{OH}^-$  в щелочной среде

## Правило кислой среды:

в ту часть полуреакции, в которой **не хватает** кислорода, на каждый недостающий кислород добавляется по одной молекуле  $\text{H}_2\text{O}$ , в противоположную часть – необходимое для уравнивания водорода число катионов  $\text{H}^+$ .

## Правило щелочной среды:

в ту часть полуреакции, в которой **не хватает** кислорода, на **каждый** недостающий кислород добавляется по два гидроксид-иона  $\text{OH}^-$ , а в противоположную часть – необходимое для уравнивания водорода число молекул  $\text{H}_2\text{O}$ .

В *нейтральной среде* в зависимости от **продуктов реакции** используется или правило кислой среды, или правило щелочной среды.

Изменение цвета индикаторов  
в разных средах.

Среда раствора	Кислая	Щелочная	Нейтральная
Индикатор			
Лазмус	Красный	Синий	Фиолетовый
Фенолфталеин	Бесцветный	Розовый	Бесцветный
Метиловый-оранжевый	Красный	Желтый	Оранжевый

# ***ПРАВИЛА СОСТАВЛЕНИЯ ОВР:***

**1.** Составить частные уравнения процессов окисления и восстановления.

Вещества записывают в форме, в которой существуют в растворе:  
**сильные электролиты – в виде ионов,**  
**слабые электролиты, нерастворимые вещества, газ – в виде молекул.**

**2.** Осуществить материальный баланс атомов с участием ионов среды:

- ✓  $\text{H}^+$  – в *кислой*,
- ✓  $\text{OH}^-$  – в *щелочной*,
- ✓  $\text{H}_2\text{O}$  (в *кислой* и *щелочной*),

затем – электронный баланс.

**3.** Подобрать коэффициенты в уравнениях: число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем.

**4.** Сложить частные уравнения с учетом подобранных коэф-тов.

**5.** Составить полное молекулярное уравнение.

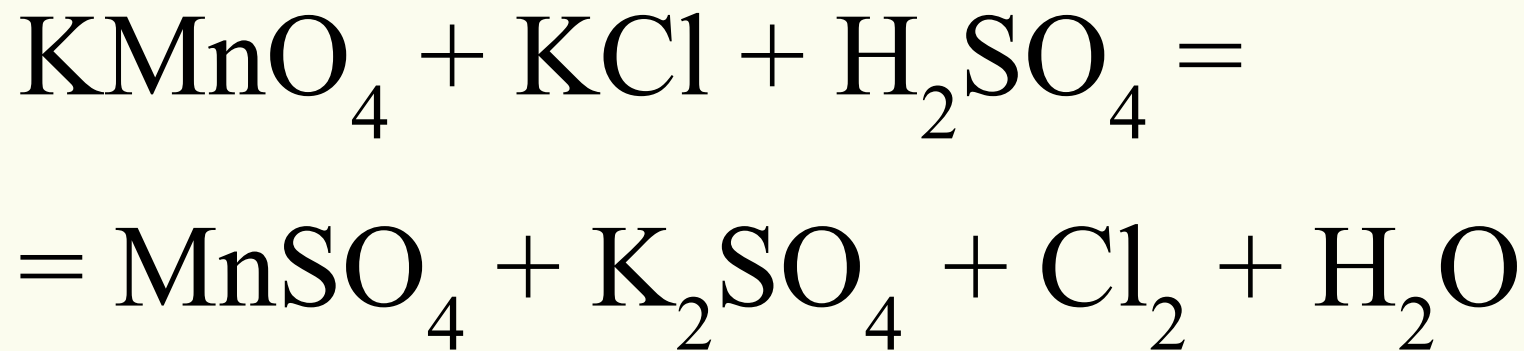


!!!

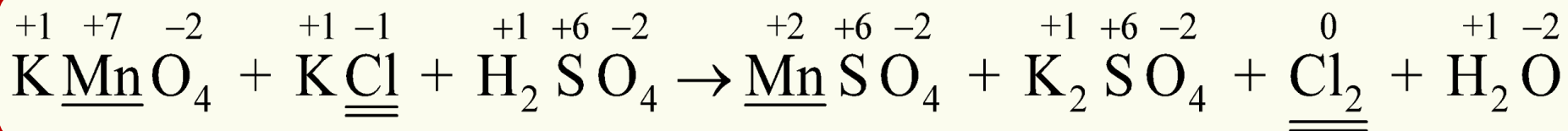
## *Порядок уравнивания:*

- 1. Э** (элемент – окисл.,  
восст.)
- 2. О** (кислород)
- 3. Н** (водород)
- 4. ē** (электроны)

## Кислая среда



1. Записывают схему реакции с указанием степеней окисления элементов и выделяют элементы, которые изменили свои степени окисления:



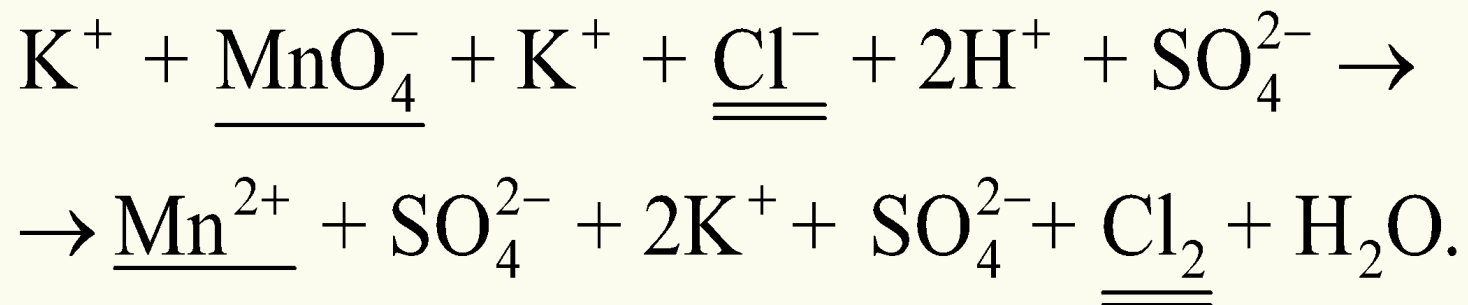
$\text{KMnO}_4$  – *окислитель*, поскольку имеет в своем составе атом  $\text{Mn}^{+7}$ , находящийся в максимальной степени окисления.

$\text{KCl}$  – *восстановитель*, так как атом хлора имеет минимальную степень окисления  $-1$ .

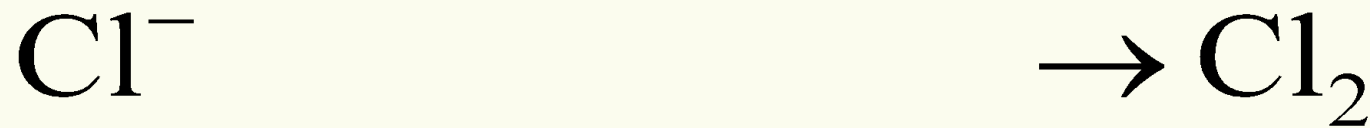
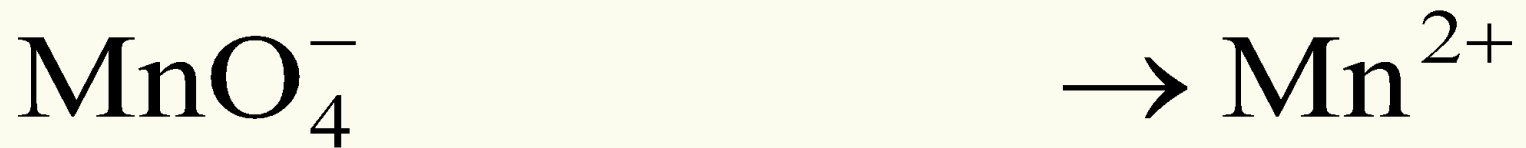
$\text{H}_2\text{SO}_4$  – *среда*.

В **кислой** среде ион  $\text{MnO}_4^-$  ( $\text{Mn}^{+7}$ ) восстанавливается до  $\text{Mn}^{2+}$ . Анион  $\text{Cl}^-$  будет окисляться до  $\text{Cl}_2$ .

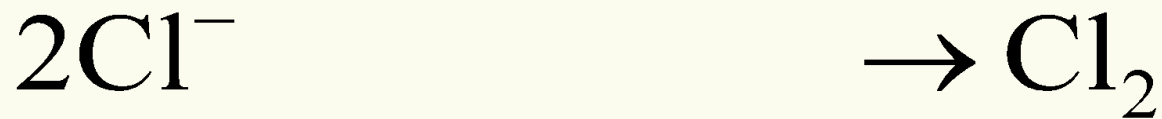
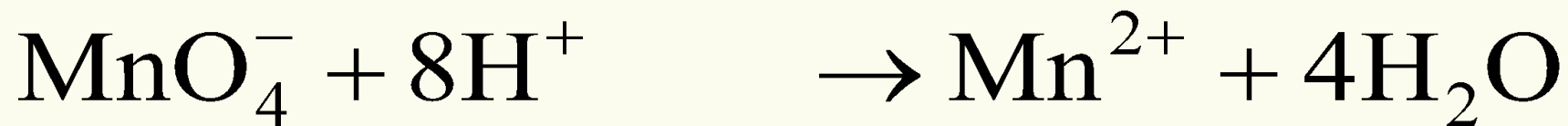
2. Приводят эту схему в ионно-молекулярной форме, чтобы определить реальные частицы, существующие в растворе:



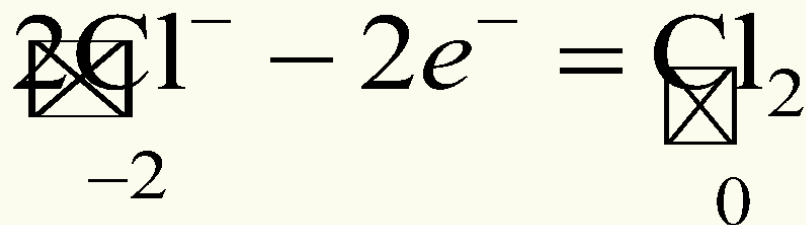
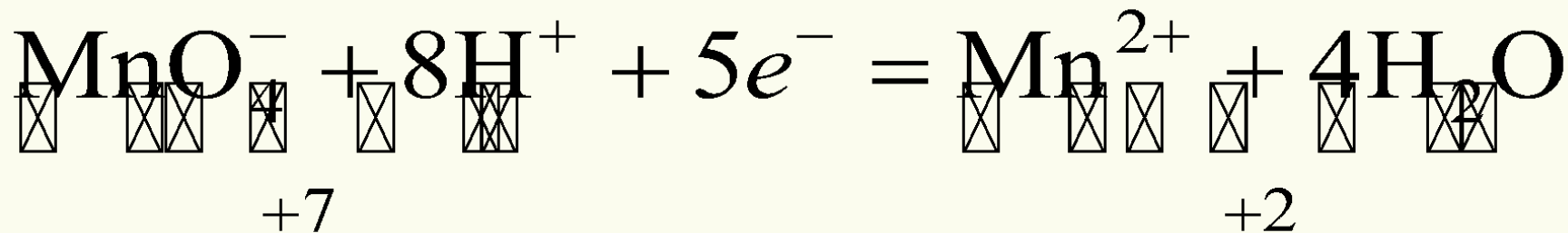
3. Выделяют частицы, в состав которых входят элементы, изменяющие свои степени окисления, и записывают ионные схемы процессов восстановления и окисления:



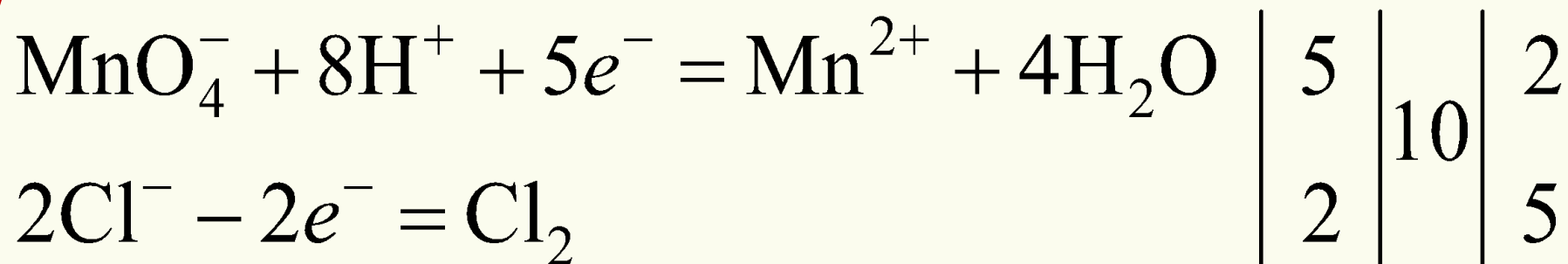
4. Чтобы получить полуреакции, следует соблюдать баланс по числу атомов каждого элемента. Поскольку в данном примере среда кислая, для уравнивания полуреакций пользуются правилом кислой среды:



5. Определяют суммарные заряды в левых и правых частях полуреакций и добавлением или вычитанием электронов уравнивают полуреакции по зарядам:

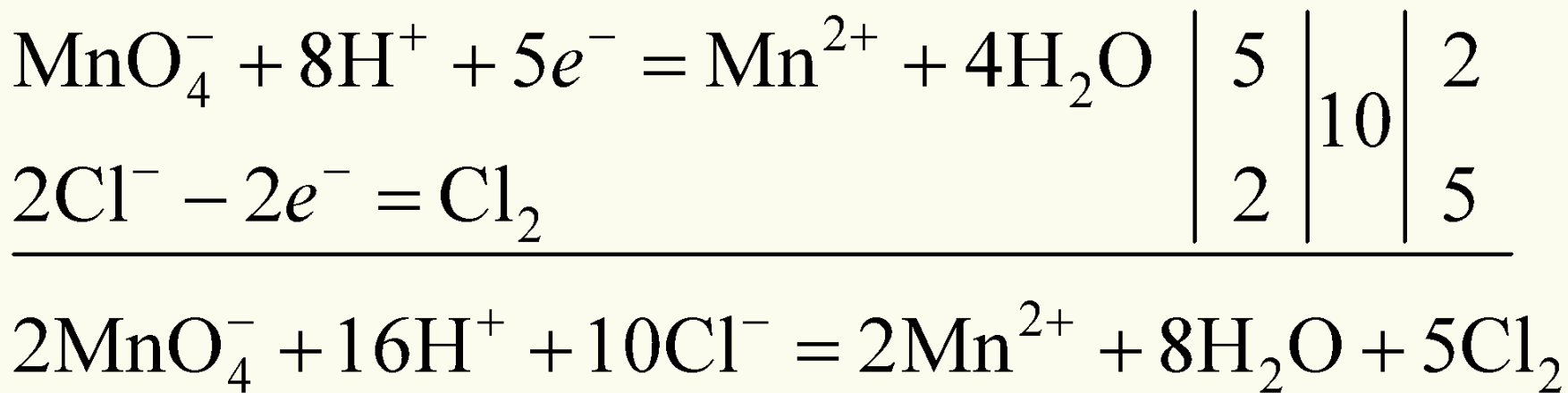


**6.** Устанавливают дополнительные множители для окислителя и восстановителя на основании того, что число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем:

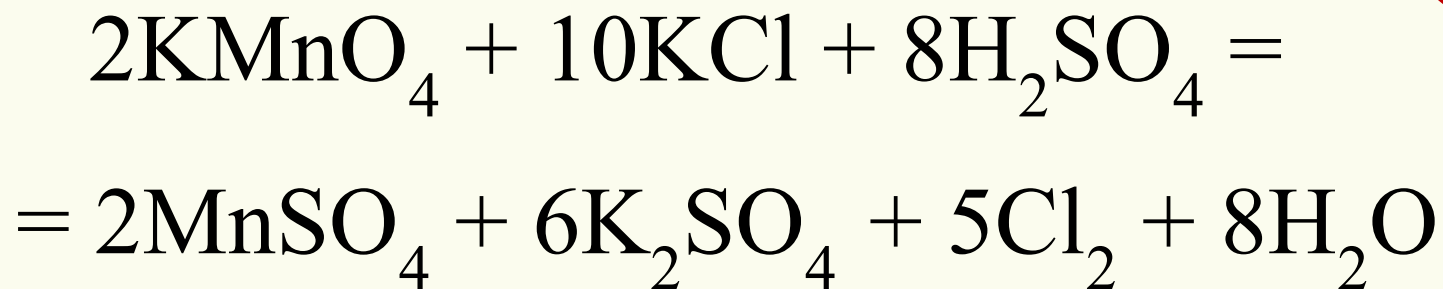




7. Первую полуреакцию умножают на 2, вторую – на 5 и складывают правые и левые части полуреакций, в результате чего получают суммарное ионно-молекулярное уравнение реакции:

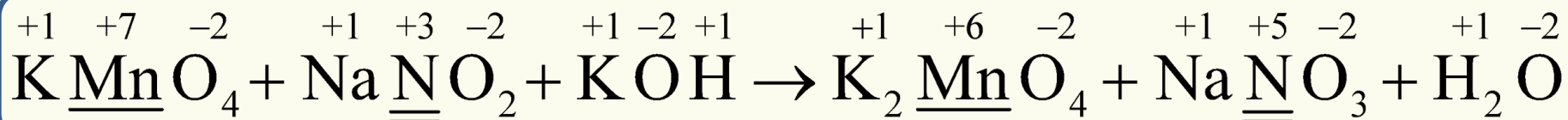


8. Записывают окончательное уравнение в молекулярной форме:



Фиолетовый раствор  $\text{KMnO}_4$   
превращается в прозрачный  
бесцветный раствор  $\text{MnSO}_4$ .

# Щелочная среда



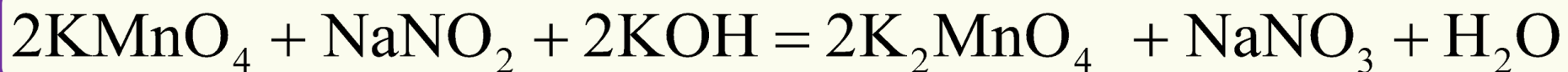
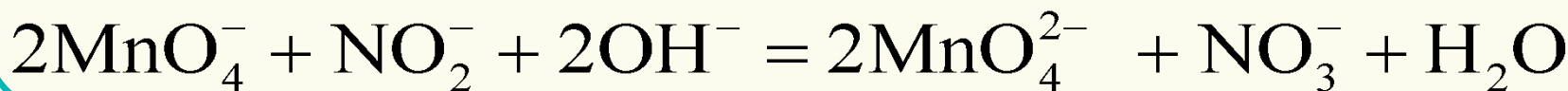
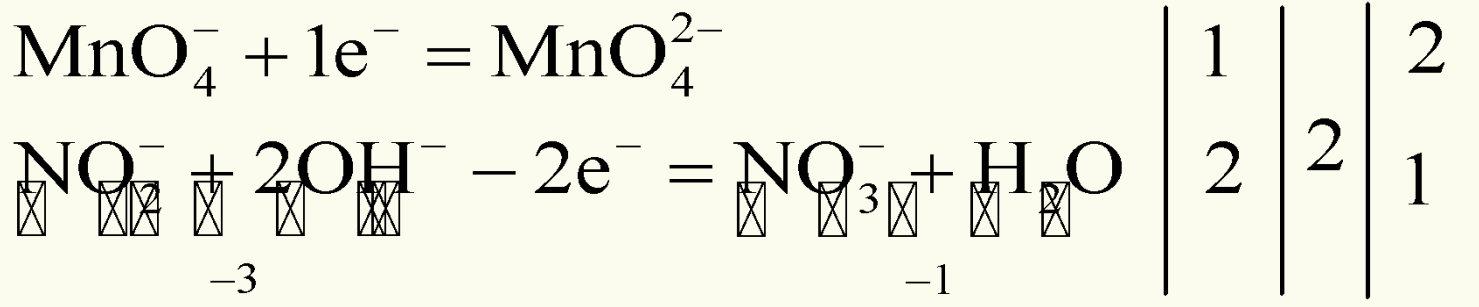
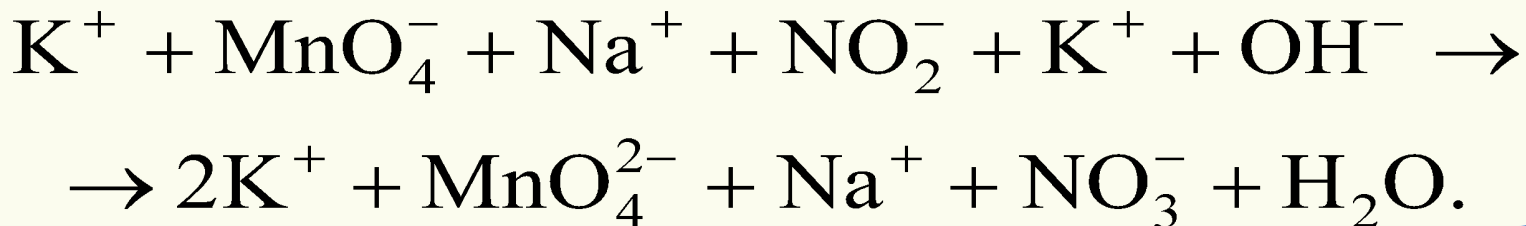
$\text{KMnO}_4$  – *окислитель*, поскольку имеет в своем составе атом  $\text{Mn}^{+7}$ , находящийся в максимальной степени окисления.

$\text{NaNO}_2$  – *восстановитель*, так как у атома азота промежуточная степень окисления +3.

$\text{KOH}$  – *среда*.

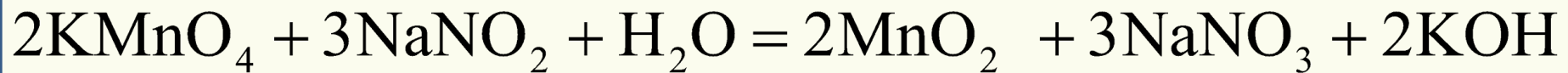
В **щелочной** среде ион  $\text{MnO}_4^-$  ( $\text{Mn}^{+7}$ ) восстанавливается до  $\text{MnO}_4^{2-}$  ( $\text{Mn}^{+6}$ ).

Анион  $\text{NO}_2^-$  ( $\text{N}^{+3}$ ) будет окисляться до  $\text{NO}_3^-$  ( $\text{N}^{+5}$ ).



Фиолетовый раствор  $\text{KMnO}_4$  превращается  
в изумрудно-зеленый раствор  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ .

# Нейтральная среда



$\text{KMnO}_4$  – *окислитель*, поскольку имеет в своем составе атом  $\text{Mn}^{+7}$ , находящийся в максимальной степени окисления.

$\text{NaNO}_2$  – *восстановитель*, так как у атома азота промежуточная степень окисления +3.

$\text{H}_2\text{O}$  – *среда*.

В **нейтральной** среде ион  $\text{MnO}_4^-$  ( $\text{Mn}^{+7}$ ) восстанавливается до  $\text{MnO}_2$  ( $\text{Mn}^{+4}$ ). Анион  $\text{NO}_2^-$  ( $\text{N}^{+3}$ ) окисляется до  $\text{NO}_3^-$  ( $\text{N}^{+5}$ ).

Фиолетовый раствор  $\text{KMnO}_4$  превращается в бурый осадок  $\text{MnO}_2$ .

# Окислительные свойства перманганата калия $\text{KMnO}_4$

