

Окислительно- восстановительные реакции

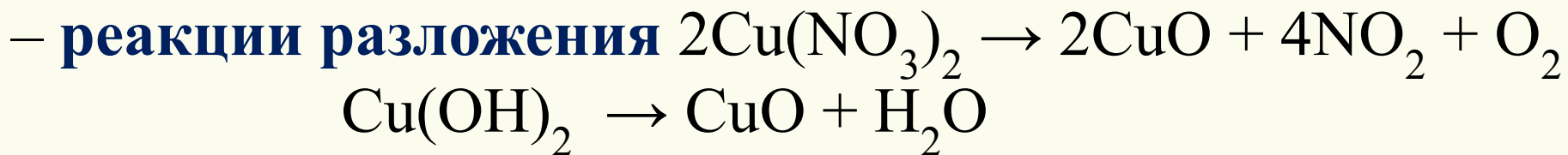
(ОВР)



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.

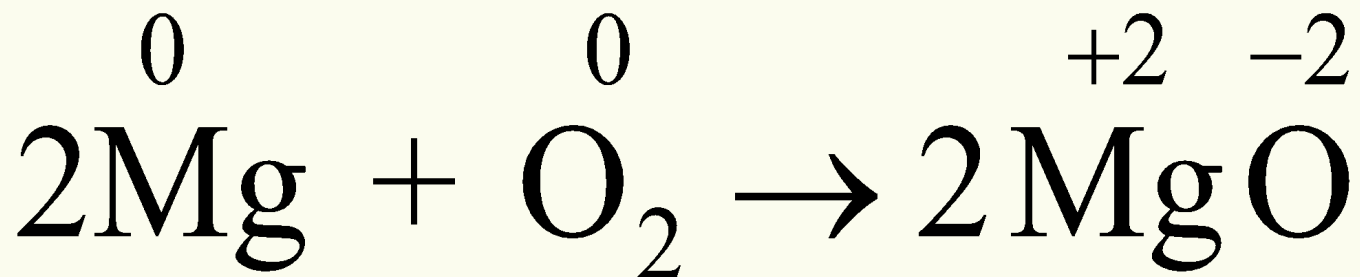
Следует различать понятия «степень окисления» и «валентность».

Степень окисления — условный заряд элемента в соединении, вызванный смещением валентных электронов к более электроотрицательному 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.



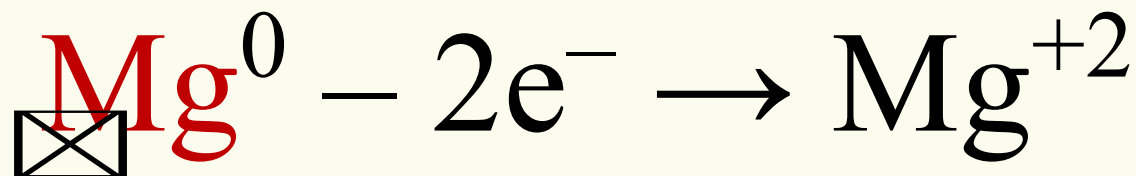
Любая ОВР состоит из процессов
окисления и восстановления.

!!!

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.

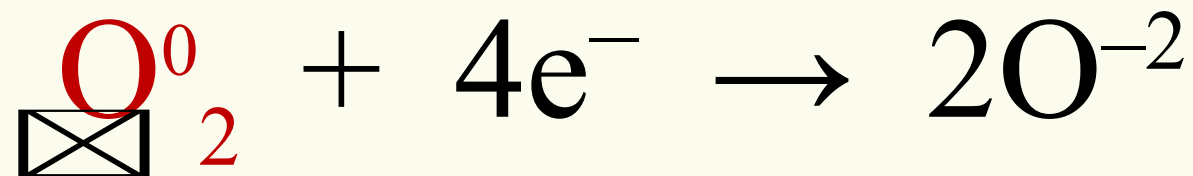
- **Соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисления:**



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:

- H_2SO_4 – окислитель
(степень окисления серы **+6** – **высшая**)
- H_2SO_3 – и окислитель, и восстановитель
(степень окисления серы **+4** – **промежуточная**)
- H_2S – восстановитель
(степень окисления серы **-2** – **низшая**).

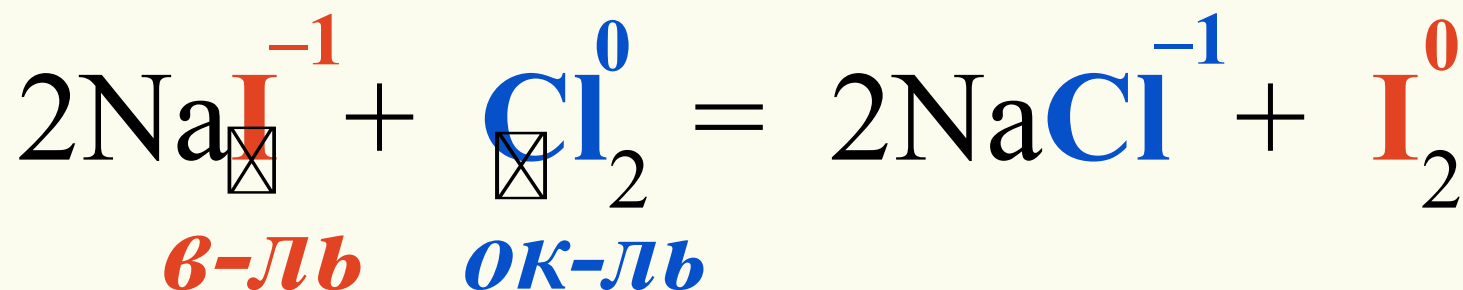
!!!

ОК-ль + ē, ст. ОК. ↓

Вос-ль - ē, ст. ОК. ↑

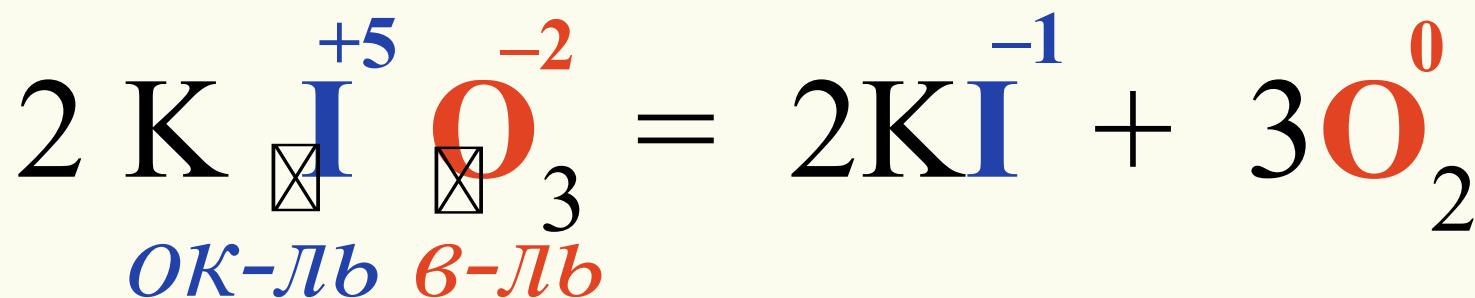
Классификация ОВР

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



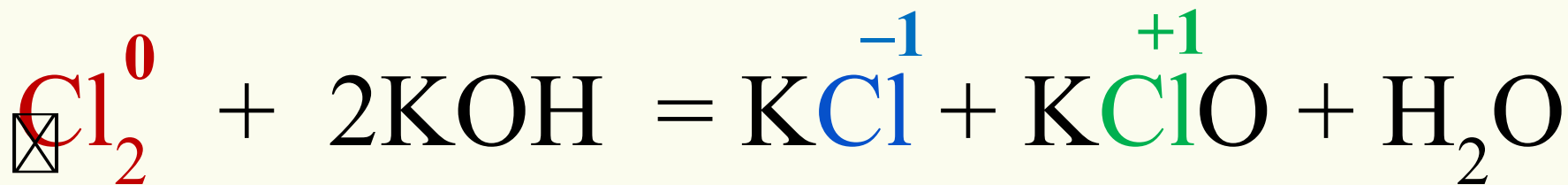
2. *Внутримолекулярные:*

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



3. Реакции диспропорционирования:

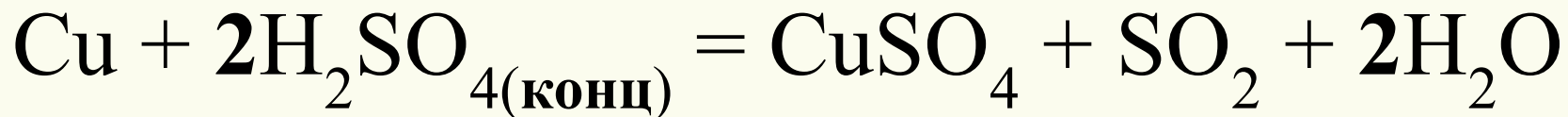
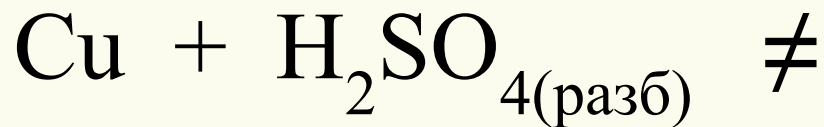
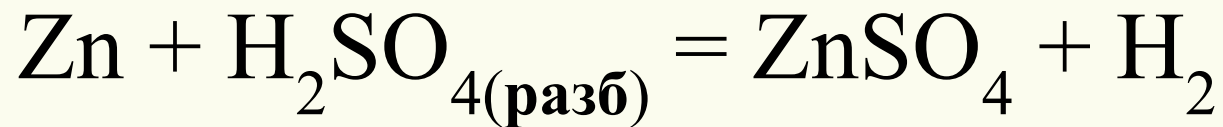
атомы одного и того же элемента в промежуточной степени окисления и **окисляются** (повышают степень окисления), и **восстанавливаются** (понижают степень окисления):



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 :

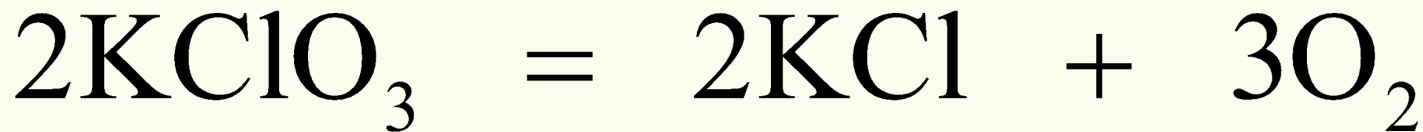
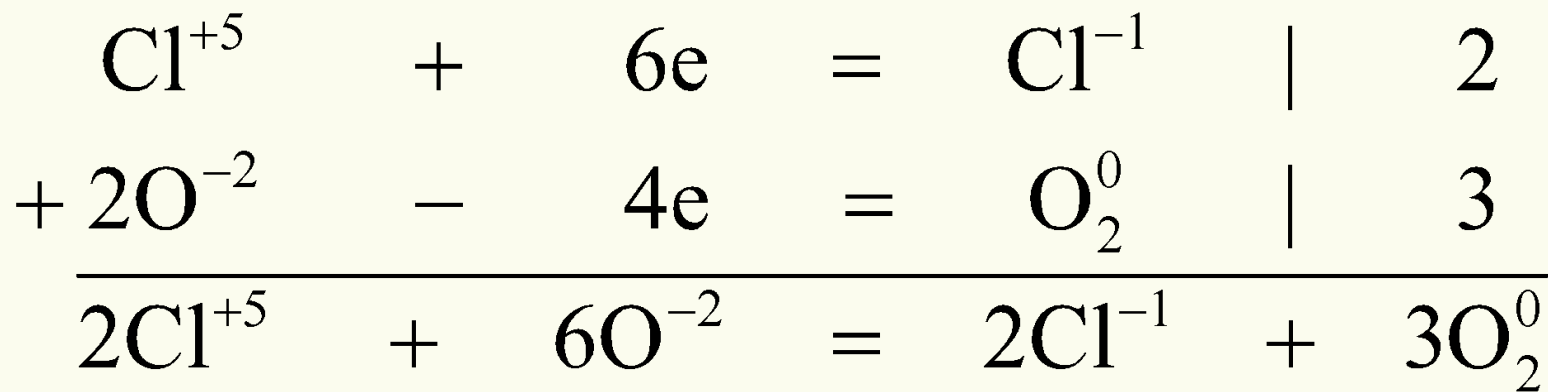
- **соблюдение закона сохранения массы** (**равенство числа атомов** одного и того же элемента до и после реакции);
- **соблюдение закона сохранения суммарного заряда** (**равенство суммы зарядов исходных и конечных веществ**).

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:

- ✓ H_2O
- ✓ H^+ в кислой среде
- ✓ OH^- в щелочной среде

Правило кислой среды:

в ту часть полуреакции, в которой **не хватает** кислорода, на каждый недостающий кислород добавляется по одной молекуле H_2O , в противоположную часть – необходимое для уравнивания водорода число катионов H^+ .

Правило щелочной среды:

в ту часть полуреакции, в которой **не хватает** кислорода, на **каждый** недостающий кислород добавляется по два гидроксид-иона OH^- , а в противоположную часть – необходимое для уравнивания водорода число молекул H_2O .

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:

- ✓ H^+ – в *кислой*,
- ✓ OH^- – в *щелочной*,
- ✓ H_2O (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.

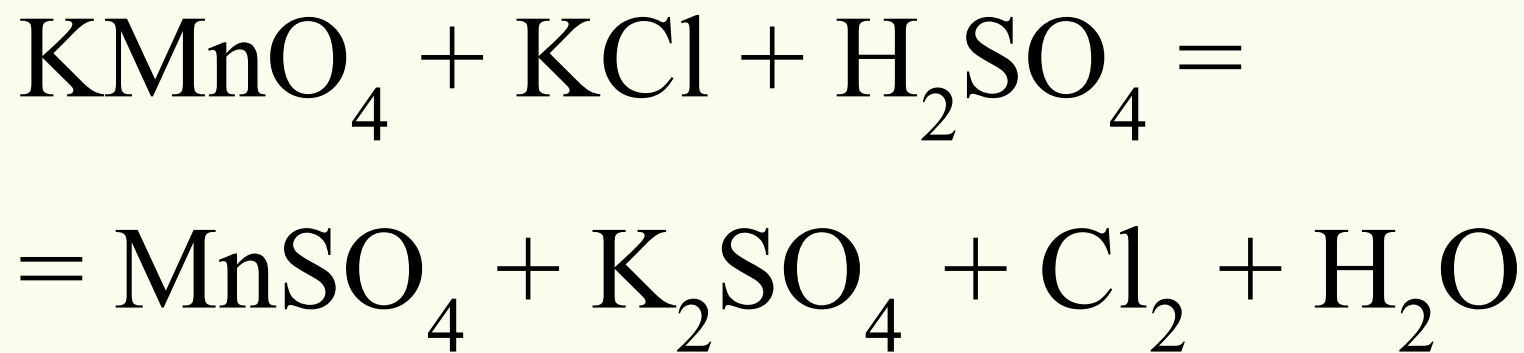
5. Составить полное молекулярное уравнение.



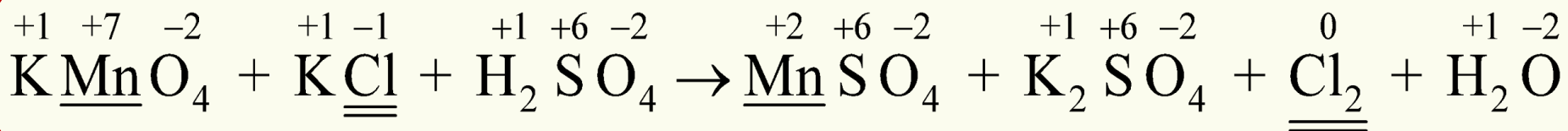
Порядок уравнивания:

- 1. Э** (элемент – окисл.,
восст.)
- 2. O** (кислород)
- 3. H** (водород)
- 4. e⁻** (электроны)

Кислая среда



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



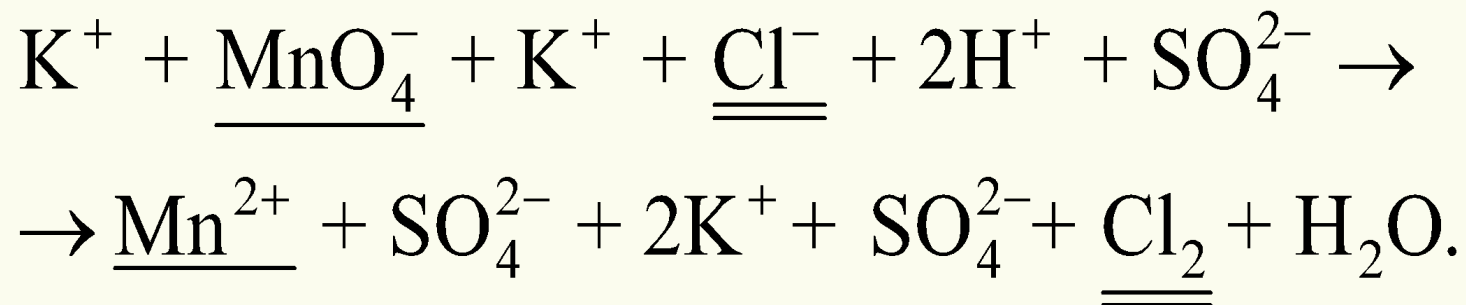
KMnO_4 – *окислитель*, поскольку имеет в своем составе атом Mn^{+7} , находящийся в максимальной степени окисления.

KCl – *восстановитель*, так как атом хлора имеет минимальную степень окисления -1 .

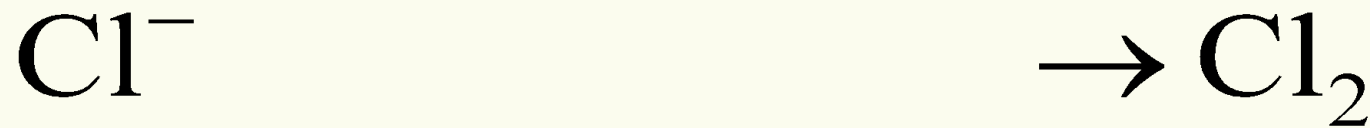
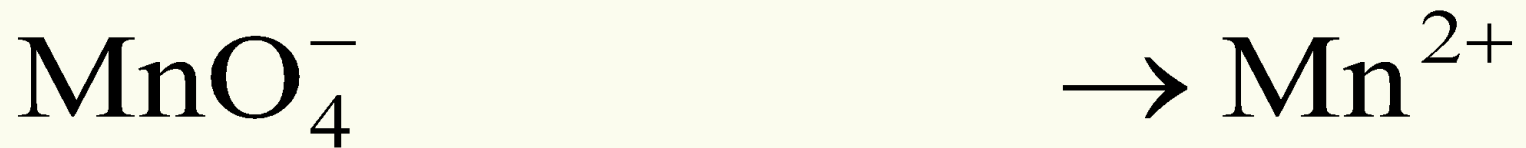
H_2SO_4 – *среда*.

В **кислой** среде ион MnO_4^- (Mn^{+7}) восстанавливается до Mn^{2+} . Анион Cl^- будет окисляться до Cl_2 .

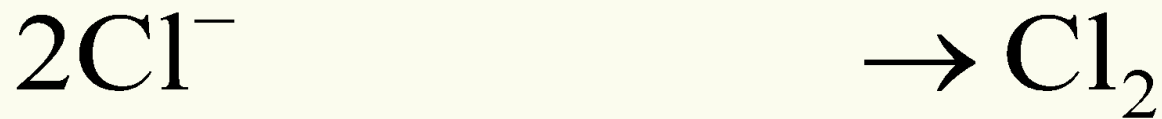
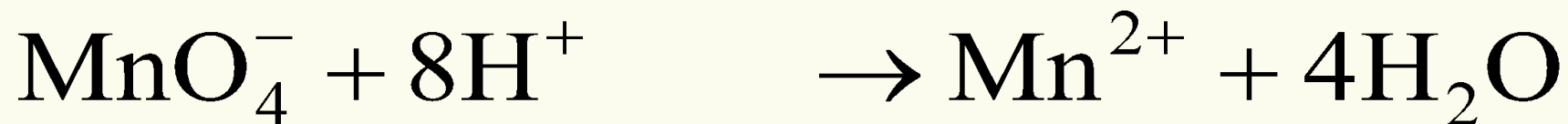
2. Приводят эту схему в ионно-молекулярной форме, чтобы определить реальные частицы, существующие в растворе:



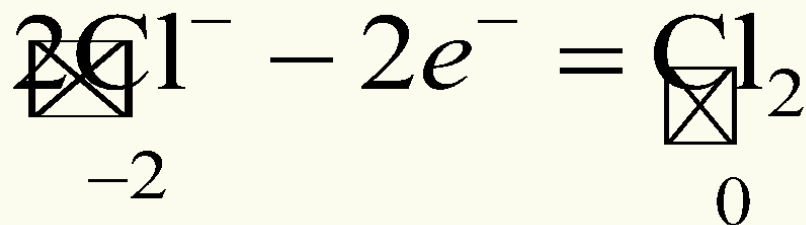
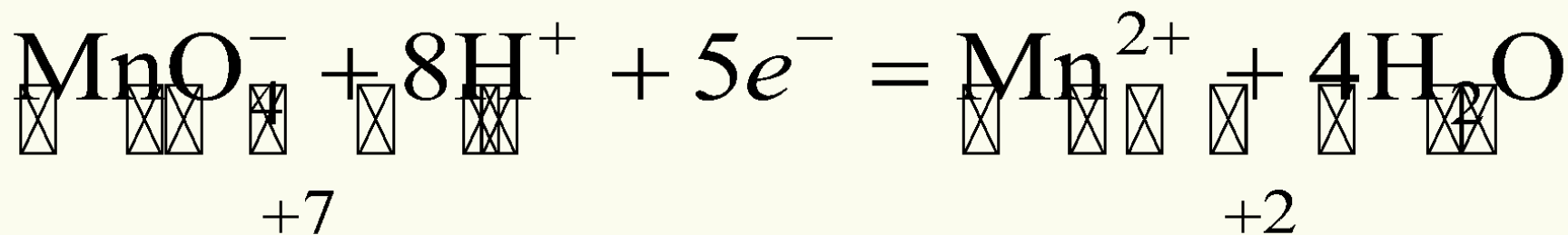
3. Выделяют частицы, в состав которых входят элементы, изменяющие свои степени окисления, и записывают ионные схемы процессов восстановления и окисления:



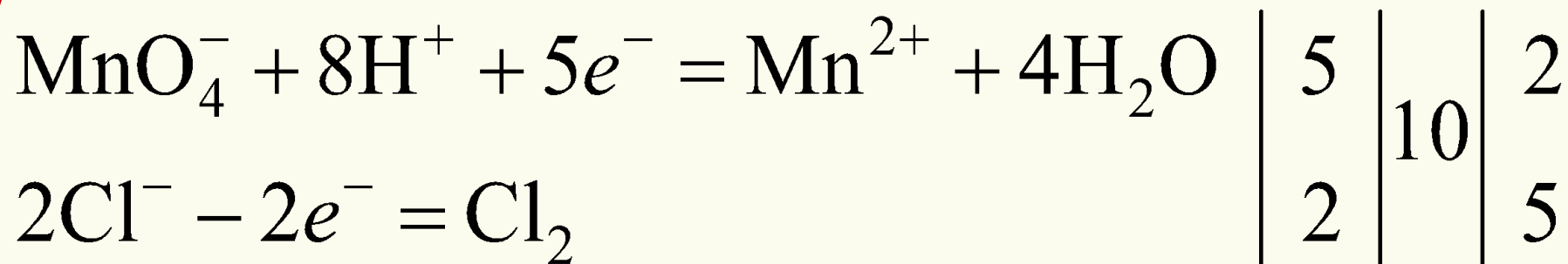
4. Чтобы получить полуреакции, следует соблюдать баланс по числу атомов каждого элемента. Поскольку в данном примере среда кислая, для уравнивания полуреакций пользуются правилом кислой среды:



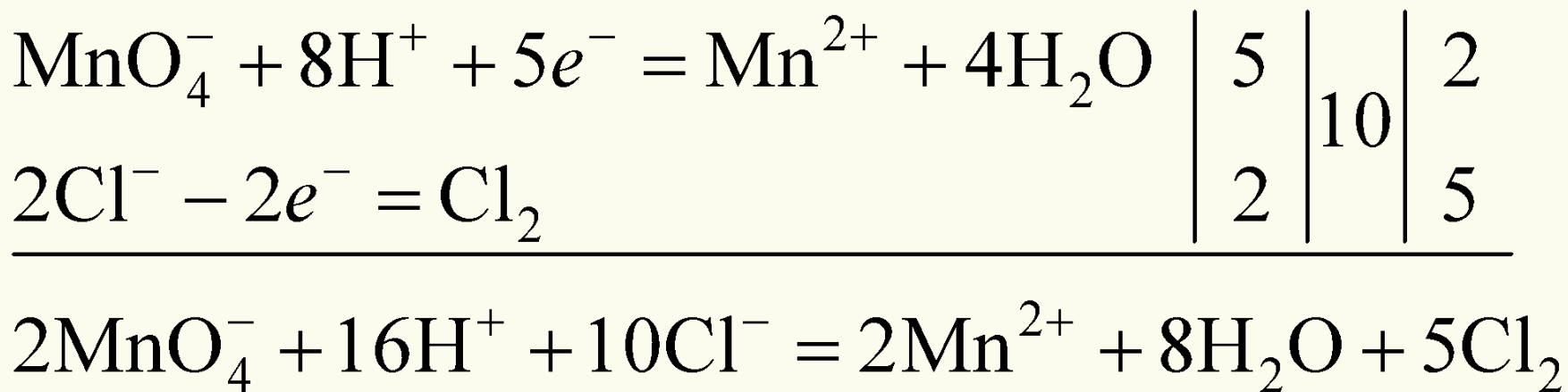
5. Определяют суммарные заряды в левых и правых частях полуреакций и добавлением или вычитанием электронов уравнивают полуреакции по зарядам:



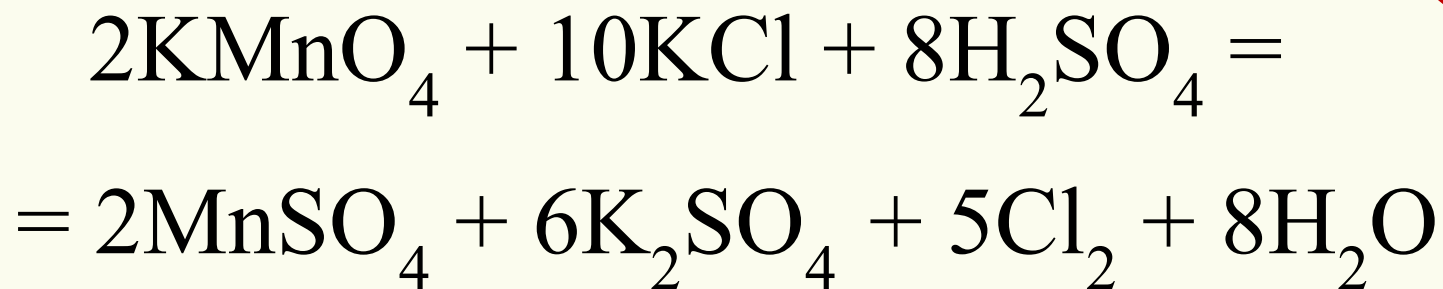
6. Устанавливают дополнительные множители для окислителя и восстановителя на основании того, что число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем:



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:

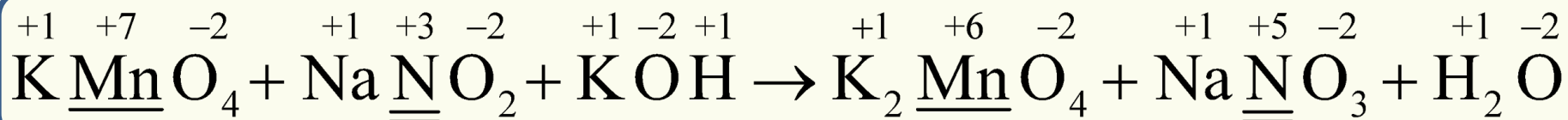


8. Записывают окончательное уравнение в молекулярной форме:



Фиолетовый раствор KMnO_4
превращается в прозрачный
бесцветный раствор MnSO_4 .

Щелочная среда



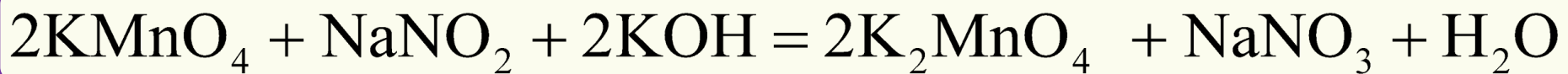
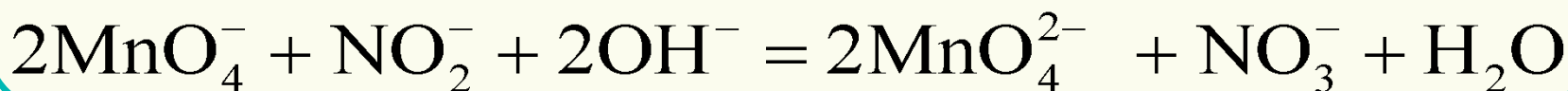
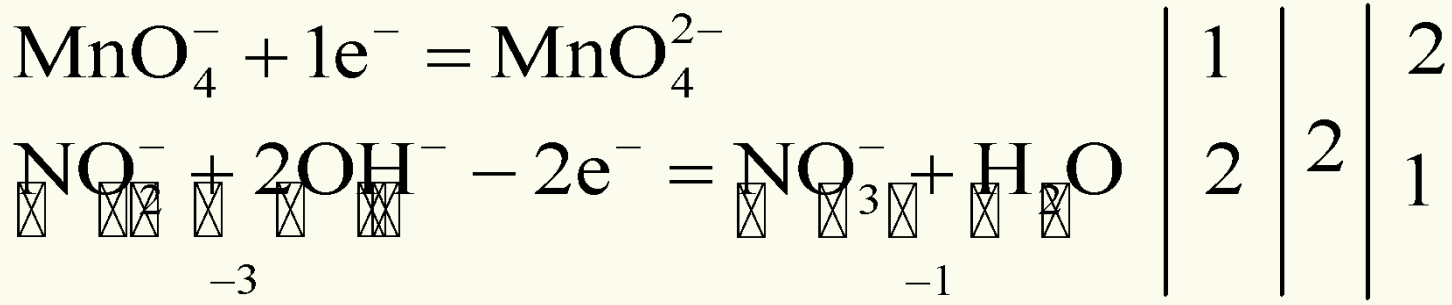
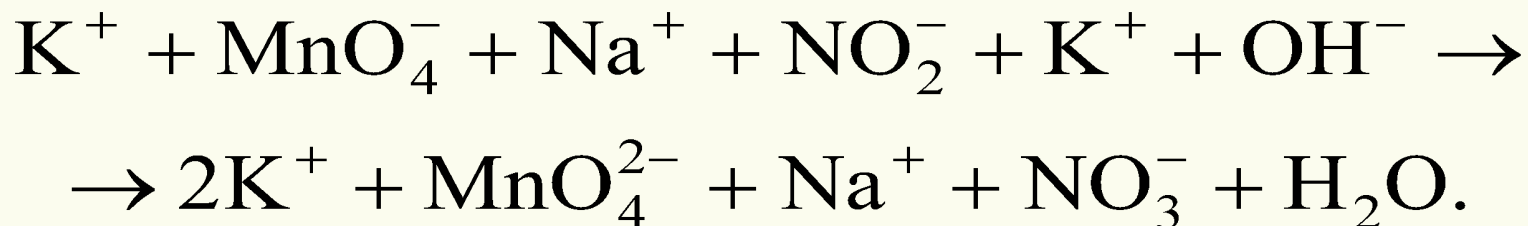
KMnO_4 – *окислитель*, поскольку имеет в своем составе атом Mn^{+7} , находящийся в максимальной степени окисления.

NaNO_2 – *восстановитель*, так как у атома азота промежуточная степень окисления +3.

KOH – *среда*.

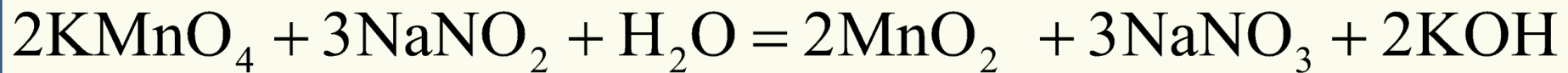
В **щелочной** среде ион MnO_4^- (Mn^{+7}) восстанавливается до MnO_4^{2-} (Mn^{+6}).

Анион NO_2^- (N^{+3}) будет окисляться до NO_3^- (N^{+5}).



Фиолетовый раствор KMnO_4 превращается
в изумрудно-зеленый раствор K_2MnO_4 .

Нейтральная среда



KMnO_4 – *окислитель*, поскольку имеет в своем составе атом Mn^{+7} , находящийся в максимальной степени окисления.

NaNO_2 – *восстановитель*, так как у атома азота промежуточная степень окисления +3.

H_2O – *среда*.

В **нейтральной** среде ион MnO_4^- (Mn^{+7}) восстанавливается до MnO_2 (Mn^{+4}). Анион NO_2^- (N^{+3}) окисляется до NO_3^- (N^{+5}).

Фиолетовый раствор KMnO_4 превращается в бурый осадок MnO_2 .

Окислительные свойства перманганата калия KMnO_4

