



Уральский
федеральный
университет

имени первого Президента
России Б.Н.Ельцина

Институт
фундаментального
образования

**ХИМИ
Я**

ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ

РЕАКЦИИ

Кафедра общей химии

Разработчики – Габдуллин А.
Н.,

Никоненко Е.



ЦЕЛЬ ИЗУЧЕНИЯ МАТЕРИАЛА

- Дать понятия:
 - ✓ степени окисления элементов в простых и сложных веществах;
 - ✓ о восстановителях и окислителях;
 - ✓ о процессах окисления и восстановления.
- Рассмотреть влияние среды на состав продуктов окислительно-восстановительных реакций (ОВР).
- Привести правила написания уравнений ОВР в разных средах.

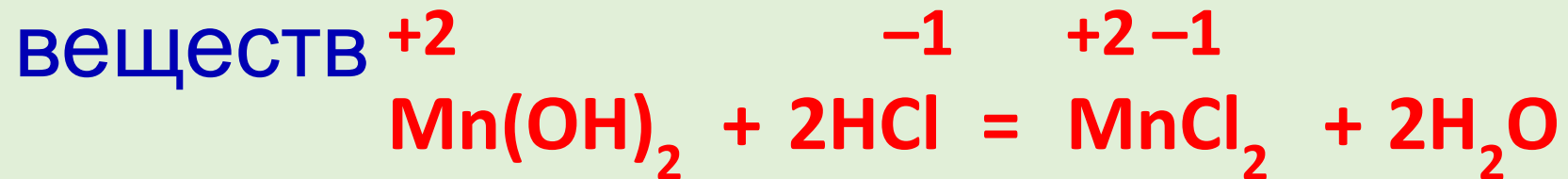
СОДЕРЖАНИЕ

- Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)
- Степень окисления. Правила расчета степени окисления
- Основные понятия
- Окислительно-восстановительные свойства соединений
- Составление уравнений ОВР:
 - ✓ в кислой;
 - ✓ в щелочной;
 - ✓ в нейтральной средах;
 - ✓ правила использования среды

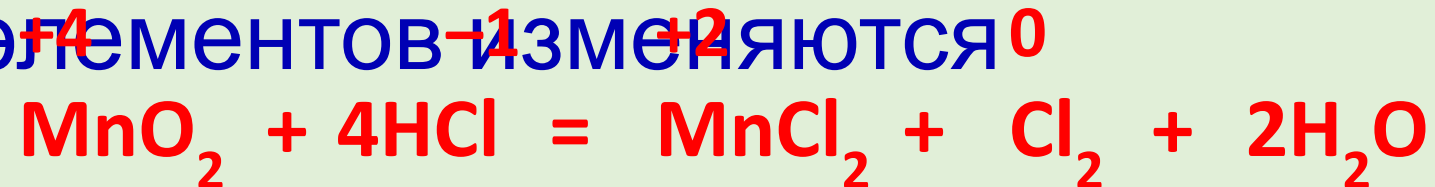
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР)

Два типа химических реакций

- реакции обмена — реакции, протекающие без изменения степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ



- ОВР — реакции, в которых степени окисления атомов элементов изменяются



СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

– условный заряд атомов, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.

- Степень окисления обозначают над символом элемента арабской цифрой со знаком (+) или (–) перед цифрой

+1 +5 –2

H N O₃

- Заряд простого иона в растворе, равный степени окисления, обозначают арабской цифрой, знак заряда принято ставить после цифры

Zn²⁺; Cr³⁺

ВЫСШАЯ И НИЗШАЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

- **Номер группы** в периодической системе **равен числу валентных электронов** атома элемента (за исключением элементов IБ, VIIIБ подгрупп, кислорода и фтора)
- **Высшая степень окисления металлов равна номеру группы**, за исключением элементов I Б и VIII Б подгрупп (высшая с.о. Cu, Au +3, Ag +2, высшая с. о. элементов VIII Б подгруппы, равная номеру группы, известна для Os, высшая с. о. Fe +6)
- **Низшая степень окисления равна 0**

Sn – элемент IVA подгруппы, металл. Высшая с.о. = +4, низшая с.о. = 0

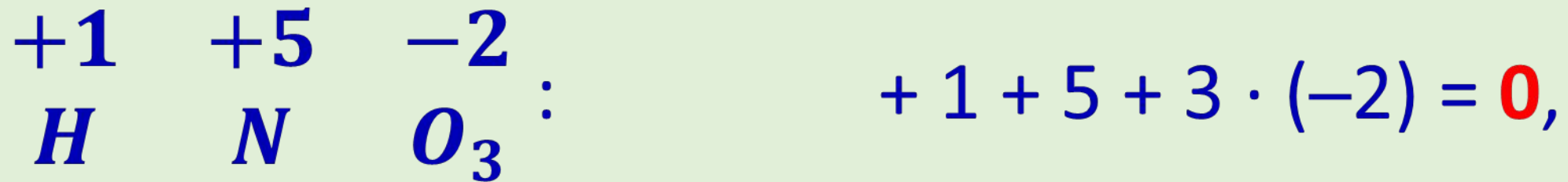
ВЫСШАЯ И НИЗШАЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

- **Высшая степень окисления** неметаллов равна **номеру группы** (исключение составляют кислород и фтор)
- **Низшая (отрицательная) степень окисления** равна заряду электронов, недостающих до завершения внешнего энергетического уровня атома до восьми электронов
(т.е. **№ группы - 8**).

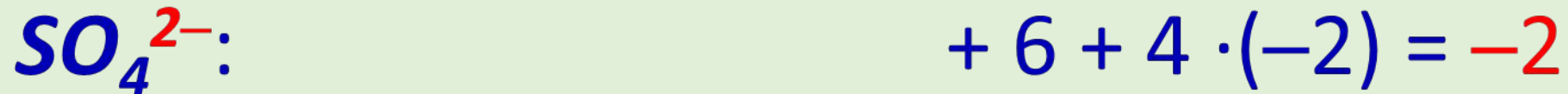
Se – элемент VIA подгруппы, неметалл.
Высшая с.о. = **+6**, низшая с.о. **6 - 8 = -2**

ПРАВИЛА РАСЧЕТА СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

- Алгебраическая сумма степеней окисления атомов элементов в молекуле **равна нулю**



в ионе – **заряду иона**



- С.о. атомов элементов в простых веществах равна нулю: $\mathit{H}_2^0, \mathit{N}_2^0, \mathit{O}_2^0, \mathit{Cl}_2^0$

ПРАВИЛА РАСЧЕТА СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

- С.о. в сложных веществах:
 - ✓ атомов элементов IA подгруппы +1 (Na^+ , K^+);
 - ✓ IIA подгруппы +2 (Be^{+2} , Mg^{+2} , Ca^{+2});
 - ✓ IIIA подгруппы +3 (B^{+3} , Al^{+3} , Ga^{+3});
 - ✓ атомов кислорода равна -2 , за исключением пероксидов (-1) и соединений со фтором ($+2$);
 - ✓ атомов водорода в соединениях с неметаллами равна $+1$ (HCl , H_2S), в соединениях с металлами равна -1 (LiH);
 - ✓ атомов фтора равна -1 (HF)

ПРИМЕРЫ РАСЧЕТА СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

Расчет с. о. хлора в хлорате калия $KClO_4$

Степень окисления

кислорода **-2**

калия **+1**

хлора **x**



$$+1 + x + 4(-2) = 0$$

$$x = 7$$

с.о. хлора **+7**

Расчет с. о. хрома в дихромат-ионе $Cr_2O_7^{2-}$

Степень окисления

кислорода **-2**

хрома **x**



$$2x + 7(-2) = -2$$

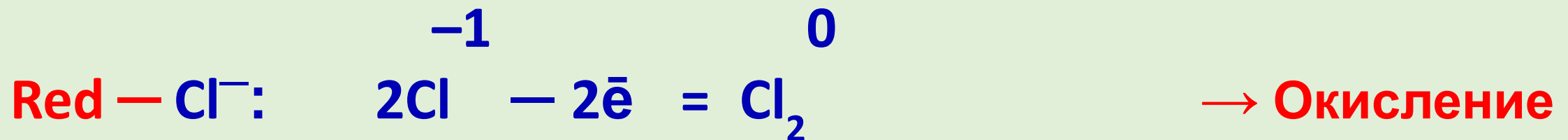
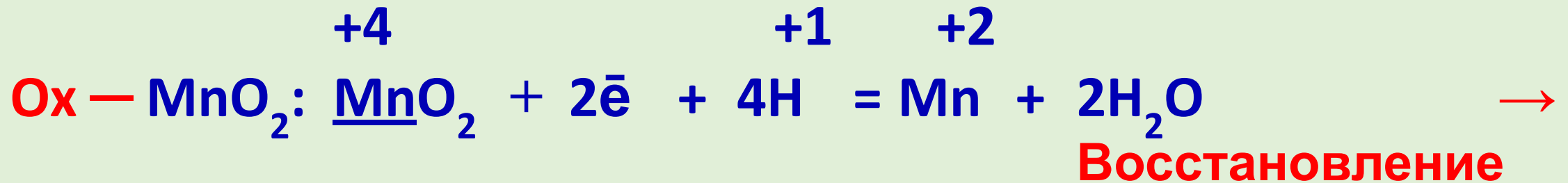
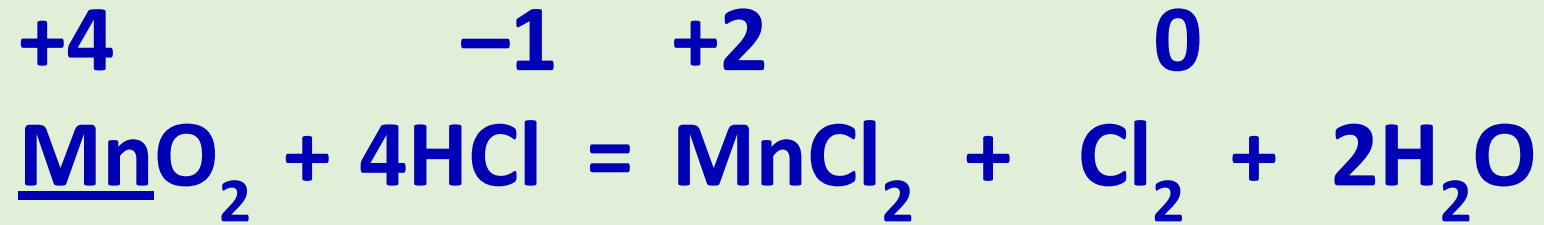
$$x = 6$$

с.о. хрома **+6**

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- **Восстановитель (*Red*)** – частица (атом, молекула, ион), которая отдает электроны.
- **Окислитель (*Ox*)** – частица (атом, молекула, ион), которая принимает электроны.
- **Окисление** – отдача электронов и, следовательно, повышение степени окисления элемента.
- **Восстановление** – присоединение электронов и, следовательно, понижение степени окисления элемента.

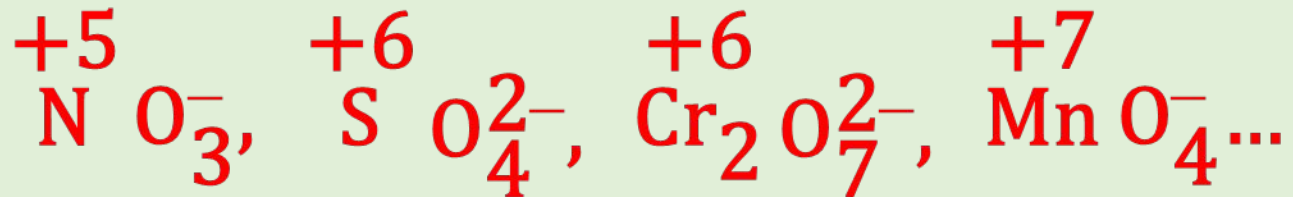
ПРИМЕР



ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ

• **Только окислительные свойства** проявляют:

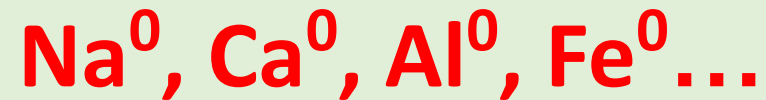
- ✓ фтор (F_2) и кислород (O_2) – простые вещества, атомы которых имеют самую большую электроотрицательность,
- ✓ простые катионы с высшей степенью окисления атомов элементов: Sn^{4+} , Au^{3+} ...
- ✓ сложные анионы, в которых элемент проявляет высшую степень окисления:



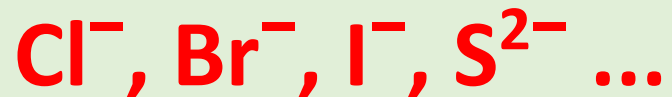
ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ

• *Только восстановителями* являются:

✓ металлы:

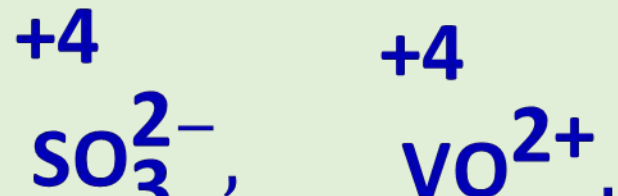
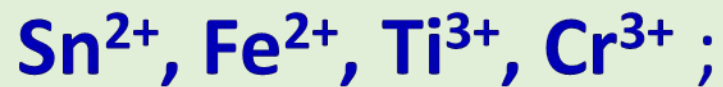
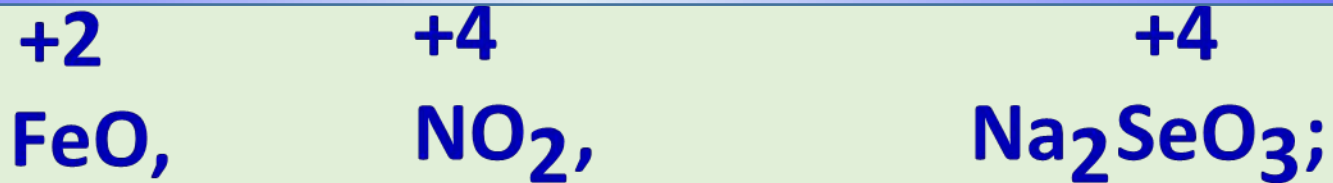


✓ простые отрицательно заряженные ионы:



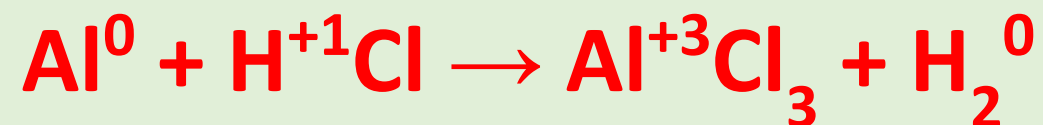
ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ

- *И окислителями, и восстановителями* могут быть:
 - ✓ *простые вещества* – неметаллы (S^0 , Cl_2^0), кроме F_2 и O_2 ;
 - ✓ *сложные вещества, простые и сложные ионы* с атомом элемента в промежуточной степени окисления:



СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

- Для реакций, протекающих в растворах электролитов, используют **метод электронно-ионного баланса**: количество отданных восстановителем электронов должно быть равно количеству электронов, принятых окислителем.

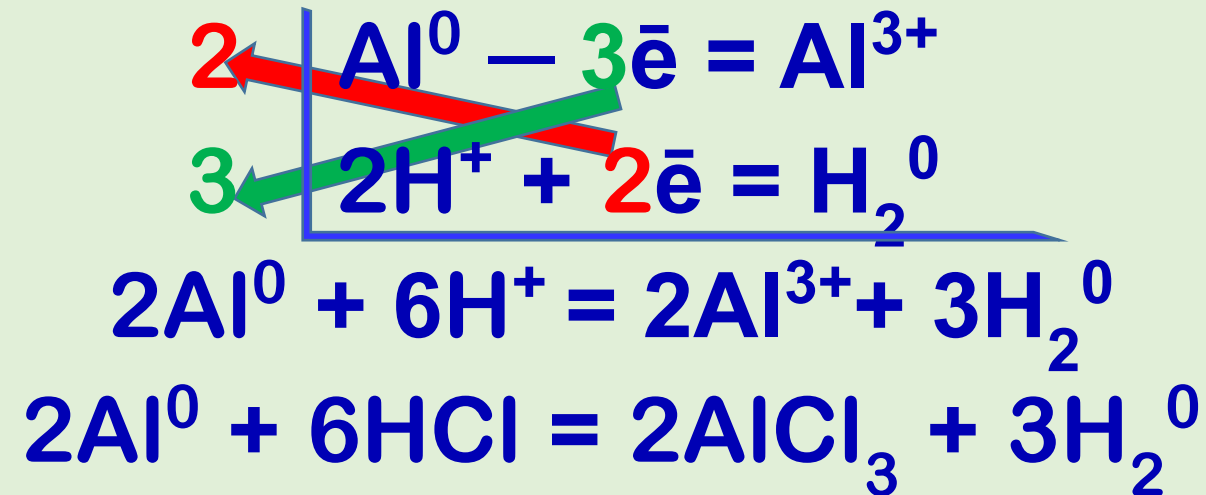


Al^0 – восстановитель;

H^+ – окислитель.

СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

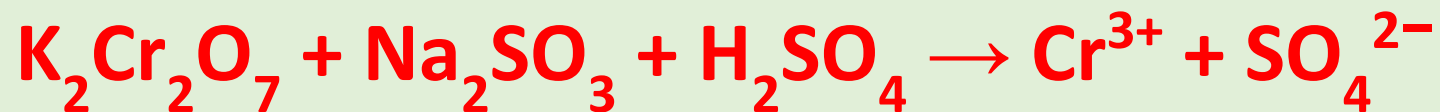
- Электронно-ионная схема:



- Реакции протекают в кислой, щелочной и нейтральных средах.
- Необходимо учитывать при составлении уравнений этим методом

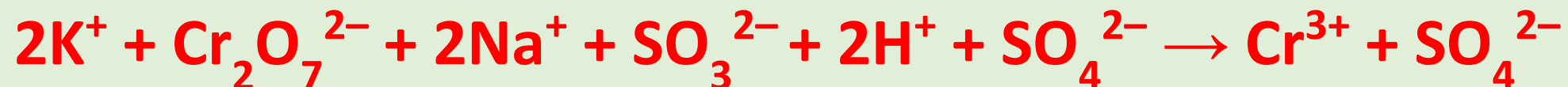
ОВР В КИСЛОЙ СРЕДЕ

- Как правило, кислая среда создается добавлением разбавленной H_2SO_4 :



- *Порядок расстановки коэффициентов:*

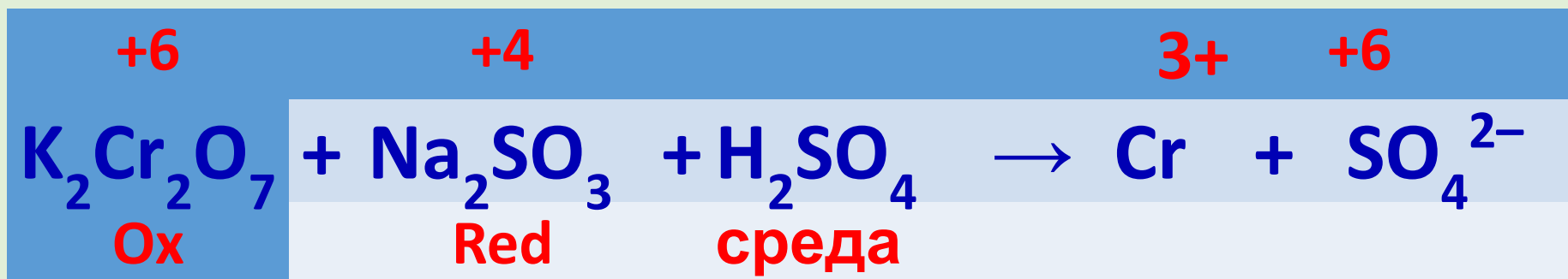
- ✓ Записываем левую часть уравнения в ионном виде:



Данная запись необходима для того, чтобы определить реально существующие частицы в растворе и использовать их при составлении уравнений полуреакций.

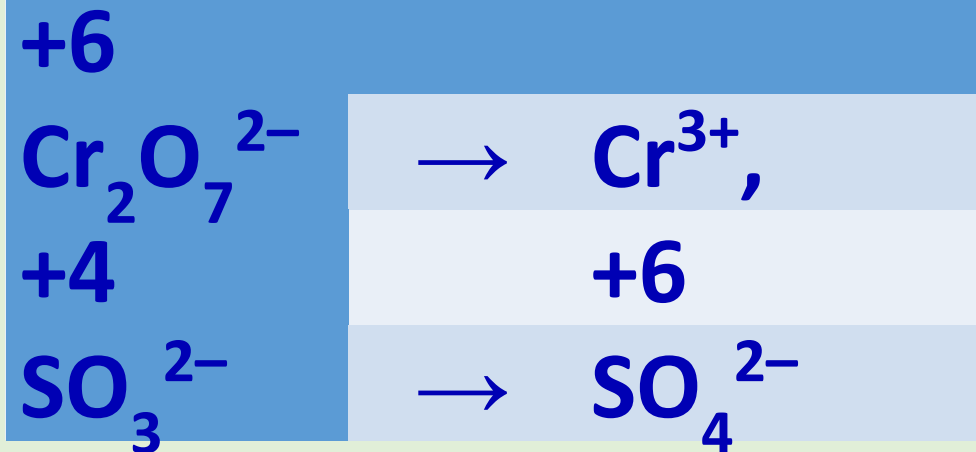
ОВР В КИСЛОЙ СРЕДЕ

- ✓ Рассчитываем степени окисления атомов элементов, которые ее изменяют.
- ✓ Определяем **окислитель (Ox)** и **восстановитель (Red)**:

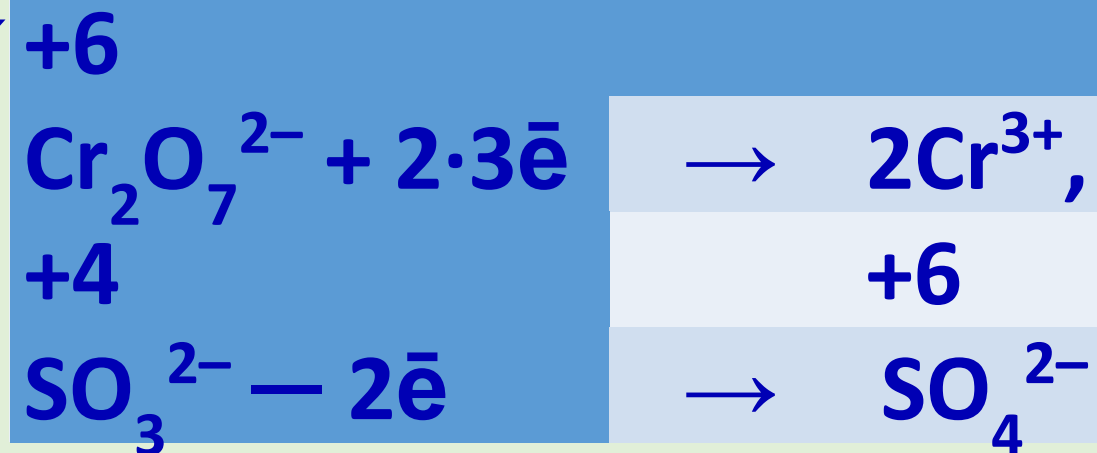


ОВР В КИСЛОЙ СРЕДЕ

✓ Записываем схемы переходов:

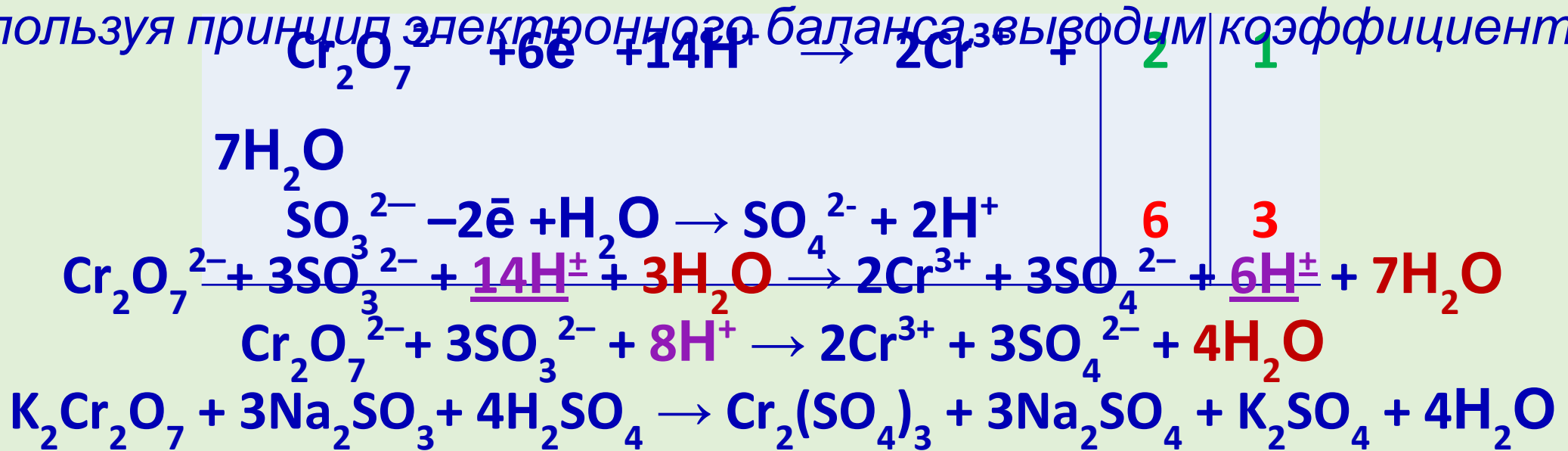


✓ Уравниваем число атомов элементов, изменяющих степень окисления и указываем количество отданных и принятых



ОВР В КИСЛОЙ СРЕДЕ

- ✓ Уравниваем число атомов кислорода в левой и правой частях полуреакций, учитывая, что в кислой среде присутствуют **ионы H^+** и **молекулы H_2O** .
- ✓ **Правило:** в кислой среде в ту часть уравнения полуреакций, в которой недостает n **атомов кислорода**, добавляем nH_2O , а в противоположную часть записываем $2nH^+$.
- ✓ Используя принцип электронного баланса, выводим коэффициенты:

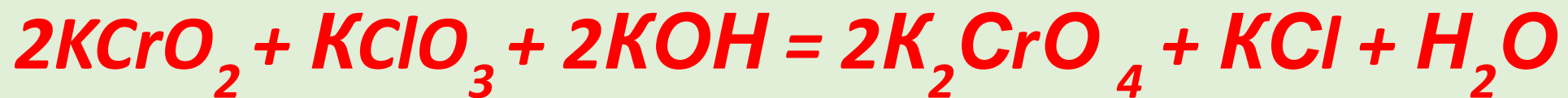
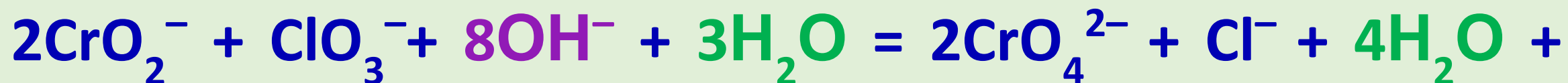


ОВР В ЩЕЛОЧНОЙ СРЕДЕ

- Обычно среда создается добавлением гидроксида натрия или калия. В растворе присутствуют **ионы OH^-** и **молекулы H_2O** . Поэтому в уравнениях полуреакций **не должно быть H^+** !
- **Правило для щелочной среды:**
 - ✓ Недостающие в правой или в левой части n **атомов кислорода** вводим **$2n$ гидроксид-ионов (OH^-)**, а в противоположную часть полуреакции записываем n **молекул H_2O** .

ПРИМЕР ОВР В ЩЕЛОЧНОЙ СРЕДЕ

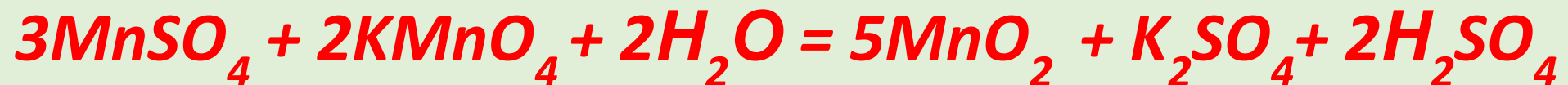
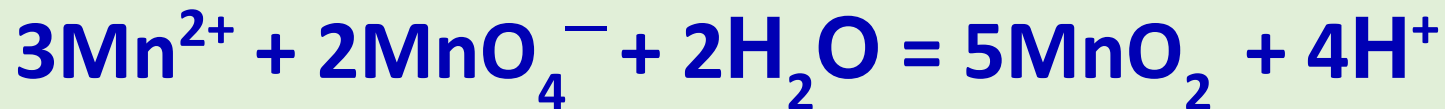
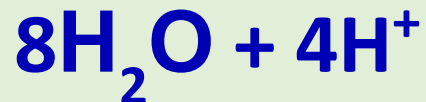
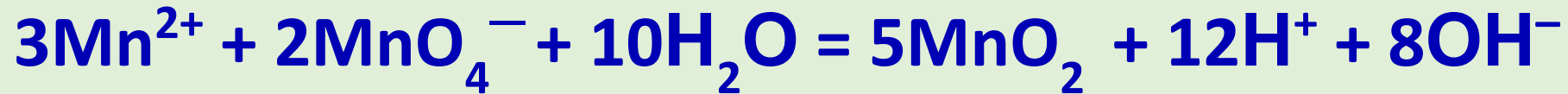
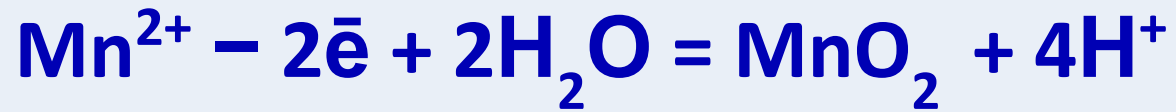
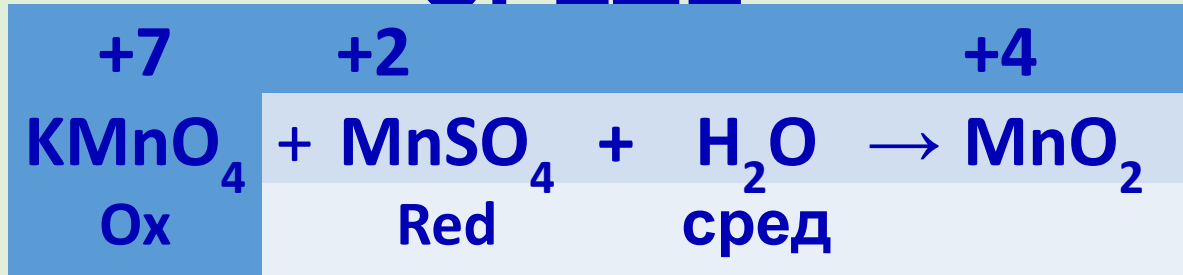
+3	+5	+6
KCrO_2 Red	+ KClO_3 Ox	+ KOH сред а
		$\rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
$\text{CrO}_2^- - 3\bar{e} + 4\text{OH}^- = \text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \quad \quad 2$		
$\text{ClO}_3^- + 6\bar{e} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^- \quad \quad 1$		



ОВР В НЕЙТРАЛЬНОЙ СРЕДЕ

В нейтральной среде недостающие атомы кислорода и водорода в левой части полуреакций восполняют n молекулами H_2O , а в правой части образуется $2n$ ионов H^+ и $2n$ OH^- .

ПРИМЕР ОВР В НЕИТРАЛЬНОЙ СРЕДЕ



ПРАВИЛА ИСПОЛЬЗОВАНИЯ СРЕДЫ

Процессы	Среда в окислительно-восстановительных реакциях в расчете на $1n$ « O^{2-} » в соединении		
	кислая (H^+)	щелочная (OH^-)	нейтральная (H_2O)
Связывание «O^{2-}» $NO_3^- \rightarrow NO_2^-$	$O^{2-} + 2H^+ = H_2O$	$O^{2-} + H_2O = 2OH^-$	$O^{2-} + H_2O = 2OH^-$
Ввод «O^{2-}» $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$	$H_2O = O^{2-} + 2H^+$	$2OH^- = O^{2-} + H_2O$	$H_2O = O^{2-} + 2H^+$

ВЫВОДЫ

1. Окислительно-восстановительные реакции – реакции, в которых изменяются степени окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ.
2. **Окислитель** – частица (атом, молекула, ион), которая принимает электроны; окислитель в ходе реакции восстанавливается. **Восстановитель** – частица (атом, молекула, ион), которая отдает электроны; восстановитель в ходе реакции окисляется.
3. Различают четыре типа окислительно-восстановительных реакций:
 - ✓ межмолекулярные
 - ✓ внутримолекулярные
 - ✓ диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления)

ВЫВОДЫ

4. Для вывода коэффициентов в уравнениях ОВР, протекающих в кислой, щелочной и нейтральной средах, используют метод электронно-ионного баланса.
5. При составлении уравнений этим методом применяют *правила написания ионных уравнений*.
6. Процессы окисления и восстановления записывают в виде двух уравнений полуреакций, суммирование которых позволяет вывести краткое ионное и молекулярное уравнения ОВР.

Использованные источники

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – 30-е изд. испр. – М.: Интеграл-ПРЕСС, 2004. – 728 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов / Н. В. Коровин. – 3-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2002. – 558 с.
3. Никольский А.Б., Суворов А.В. Химия: учебник для вузов / А.Б. Никольский, А.В. Суворов. – СПб: Химиздат, 2001. – 512 с.
4. Угай А.Я. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / А.Я. Угай. 5-е изд., испр. М.: Высшая школа, 2007.