

# *Количественные отношения в химии*

# Количественные отношения в

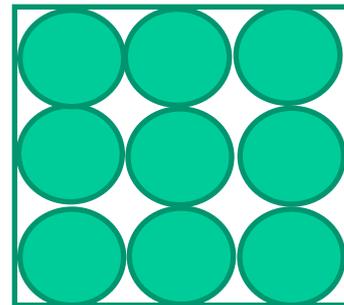
Что?

Как?

ХИМИИ  
Где?

Сколько?

**В чем сложность  
количественных  
расчетов в химии?**





Тело – это...  
Вещество – это...  
Вещество состоит из ...

Физические величины,  
количественно  
характеризующие

Масса  $m$  (кг)  
Объем  $V$  (м<sup>3</sup>)  
Плотность  $\rho$   
(кг/м<sup>3</sup>)

Агрегатные состояния

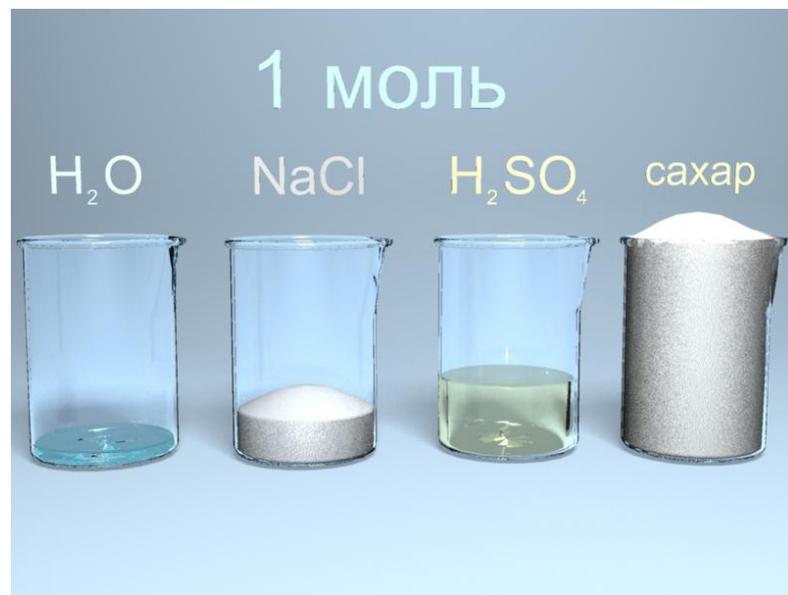


- Количество вещества – величина, характеризующая число порций вещества
- Количество вещества обозначается буквой  $n$  (или  $\nu$ )
- Единица измерения количества вещества – 1 моль
- 1 моль – такая порция вещества, которая содержит  $6 \cdot 10^{23}$  частиц вещества
- Это число частиц получило название число Авогадро

$$n = \frac{N}{N_A} \quad N = nN_A$$

$$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ МОЛЬ}^{-1}$$

(число Авогадро)



- Молярная масса – это масса 1 моля вещества
- Обозначается  $M$
- Измеряется в г/моль

$$n = \frac{N}{Na}$$

$$m = nM$$

$$n = \frac{m}{M}$$

Вещества количеством  
1 моль



 H <sub>2</sub> O	 NaCl	 H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	 C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>
Вода	Соль	Кислота	Сахар
18	58,5	98	332

## Самостоятельная работа.

Заполнить таблицу в тетради, формулы и решение записать под таблицей, под соответствующими номерами.

Указывать единицы измерений. В таблицу вписать только ответы.

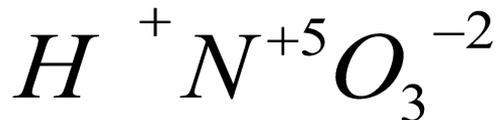
Вещество	m	M	n	N
$O_3$	1	2	5 моль	3
$C_6H_{12}O_6$	90 г	4	5	6
$FeCl_3$	7	8	9	$12 \times 10^{23}$

Что означает эта запись?		Что является единицей измерения?		
<b>m</b>	<b>масса вещества</b>	<b>г</b>	<b>кг</b>	<b>мг</b>
<b>n (ν)</b>	<b>количество вещества</b>	<b>моль</b>	<b>кмоль</b>	<b>ммоль</b>
<b>M</b>	<b>молярная масса</b>	<b>г/моль</b>	<b>кг/кмоль</b>	<b>мг/ммоль</b>
<b>N</b>	<b>количество частиц</b>			
<b>N<sub>A</sub></b>	<b>постоянная Авогадро</b>	<b><math>6 \cdot 10^{23}</math></b>	<b><math>6 \cdot 10^{26}</math></b>	<b><math>6 \cdot 10^{20}</math></b>

# Окислительно - восстановительные реакции (ОВР)

Реакции, протекающие с изменением степени окисления, называются **окислительно – восстановительными**.

Степень окисления – условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что оно состоит только из ионов.



- «—» *степень окисления* имеют атомы, которые приняли электроны от других атомов или в их сторону смещены связующие электронные облака.
- «+» *степень окисления* имеют атомы, которые отдали свои электроны другим атомам.
- «0» *степень окисления* имеют атомы в молекулах простых веществ.

# Правила определения степени окисления

- $F^{-1}$  самый электроотрицательный элемент, во всех соединениях **-1**.
- $H^{+1}$  за **исключением гидридов металлов**  
 $NaH^{-1}, CaH_2^{-1}$
- $O^{-2}$  постоянная степень окисления **-2**, за **исключением:**  
пероксида водорода  $H_2O_2^{-1}$   
фторида кислорода  $O^{+2}F_2$

- В пероксидах и дисульфидах содержатся двухатомные мостики  $[-O-O-]$ ,  $[-S-S-]$  - степени окисления атомов **O** и **S** этих соединениях равна  $-1$ .
- Атомы элементов **I-III групп ПС**, отдающие свои электроны, имеют постоянную «+» степень окисления, равную номеру группы.

**Исключение:** *Cu* (+1,+2),  
*Au* (+1,+3),  
*Hg* (+1,+2).

- Атомы элементов *главных подгрупп IV-VI групп* могут проявлять несколько степеней окисления.
  - Высшую «+», *равную номеру группы*
  - Промежуточную, *на 2 единицы меньше, чем высшая,*
  - Низшую «-», *равную разности между номером группы и число 8*

***Исключение:*** N (+1,+2,+3,+4,+5, -3)

- Атомы *металлов* могут иметь только «+» степень окисления.
- Атомы элементов *VII группы, главной подгруппы –галогены* (кроме фтора) могут иметь в соединениях все нечетные степени окисления от  $-1$  до  $+7$  ( $-1, +1, +3, +5, +7$ )
- *Алгебраическая сумма степеней окисления в соединении равна 0, а в сложном ионе – заряду иона.*

## Окислители и восстановители

- **Окислением** называется процесс отдачи электронов, степень окисления атома при этом повышается:



- **Восстановлением** называется процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается:



- Вещества, атомы которых присоединяют электроны, называются *окислителями*.

В процессе реакции окислители восстанавливаются.

- Вещества, атомы которых отдают электроны, называются *восстановителями*.

В реакции восстановители окисляются.

*Окислителями могут быть:*

Неметаллы в свободном состоянии;

Неметаллы и металлы в высшей степени окисления;

*Восстановителями могут быть:*

Металлы и водород в свободном состоянии;

Металлы и неметаллы в низшей степени окисления.

Вещества, в состав которых входит элемент в промежуточной степени окисления, проявляют

*окислительно – восстановительную*

*двойственность*: по отношению к окислителю они являются восстановителями, а по отношению к восстановителям – окислителями.

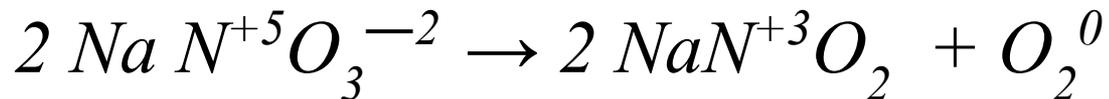
ОВР - это единство 2 противоположных процессов – окисления и восстановления. Число электронов, которое отдает восстановитель, равно числу электронов, которое присоединяет окислитель.

## Классификация ОВР

1. *Реакции межмолекулярного и межатомного окисления-восстановления* (атомы повышающие и понижающие степень окисления входят в состав разных молекул):



2. *Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления* (атомы, изменяющие степени окисления входят в состав одной молекулы):



3. *Реакции диспропорционирования* (повышает и понижает степень окисления атом одного и того же элемента):



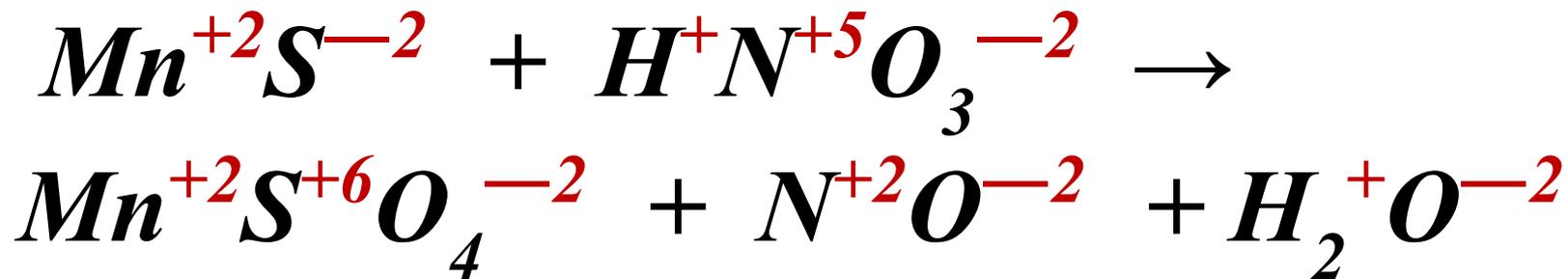
*Реакции межмолекулярного и межатомного окисления-восстановления уравниваются слева направо.*

*Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления и диспропорционирования – справа налево.*

## Составление уравнений ОВР методом электронного баланса

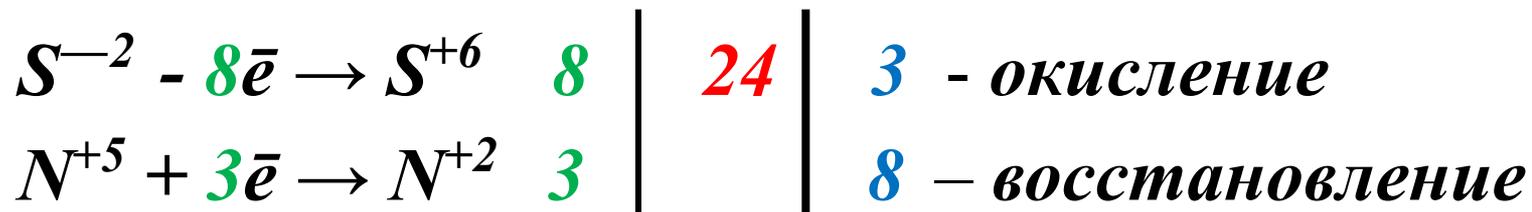


1. Определяют степени окисления всех атомов и атомы, изменившие степень окисления:



2. Составляют схемы процессов окисления и восстановления.

3. Записывается число отданных и число принятых электронов, для этих чисел находится наименьшее общее кратное, разделив которое на число отданных и принятых электронов, получаем коэффициенты перед  $MnS$  и  $HNO_3$ :



$MnS$  – восстановитель;  $HNO_3$  – окислитель.

4. Найденные коэффициенты (основные коэффициенты) проставляются в левую часть уравнения (межмолекулярная ОВР), затем уравнивают элементы изменившие степень окисления в правой части уравнения:



5. В последнюю очередь уравнивают атомы Н.



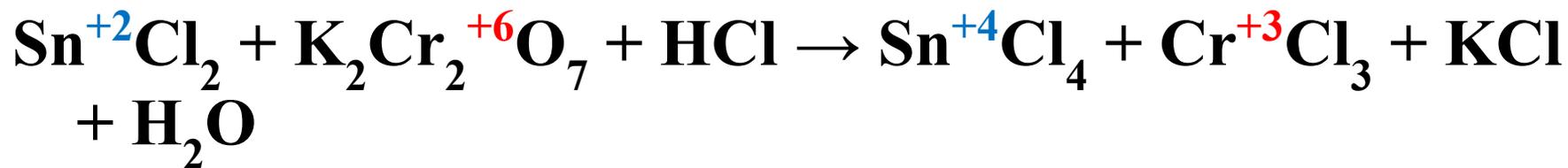
6. Для проверки - подсчитывают число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

В левой части уравнения 24 атома кислорода, в правой части – то же 24 атома кислорода.

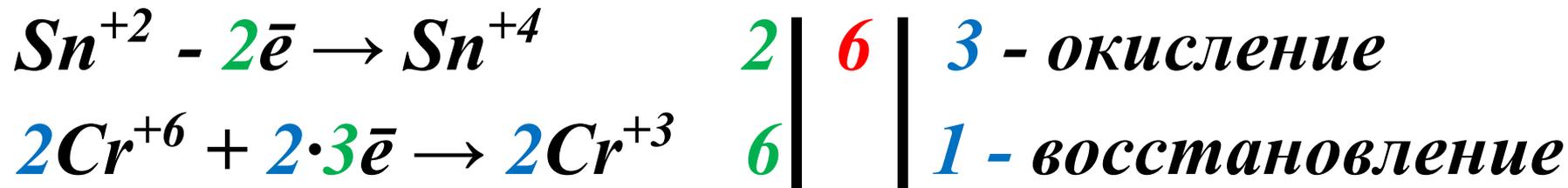
Последовательность:

- Основные коэффициенты;
- Металлы;
- Неметаллы;
- Н;
- Проверка по О.

Пример 2. При составлении полуреакций окисления и восстановления следует исходить из общего числа атомов, изменивших степень окисления.



*В левой части уравнения 2 атома хрома, поэтому число принятых электронов рассчитывается с учетом этого.*



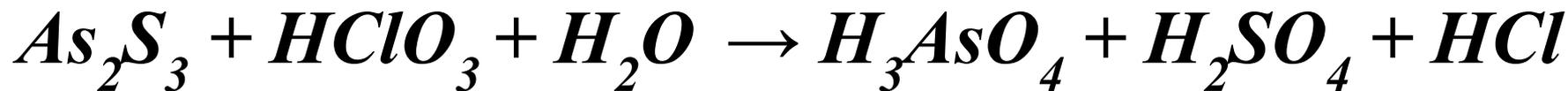
$\mathit{SnCl}_2$  – восстановитель;

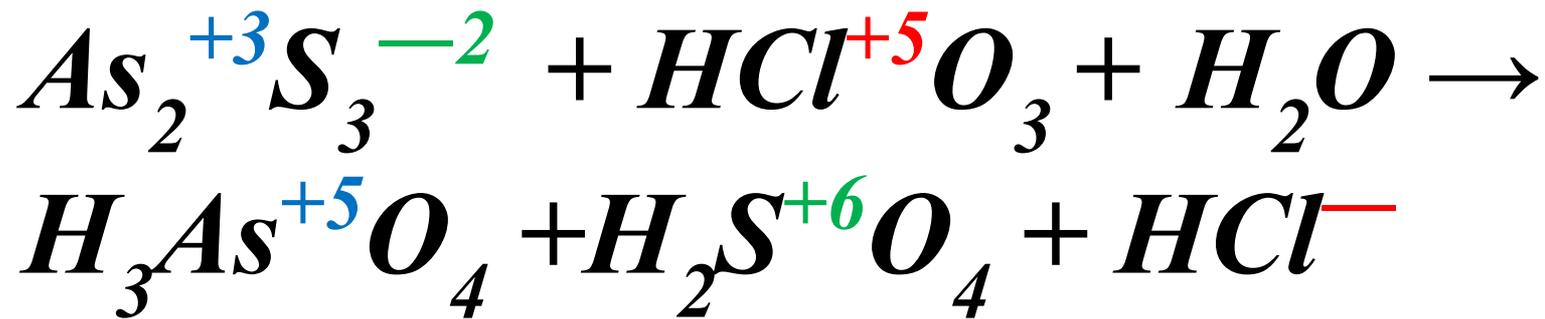
$\mathit{K}_2\mathit{Cr}_2\mathit{O}_7$  – окислитель.

Найденные коэффициенты проставляются в левую часть уравнения, т.к. ОВР является межмолекулярной.



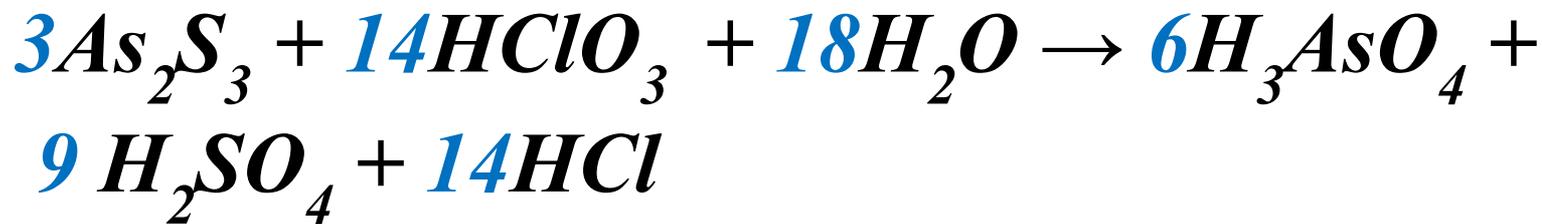
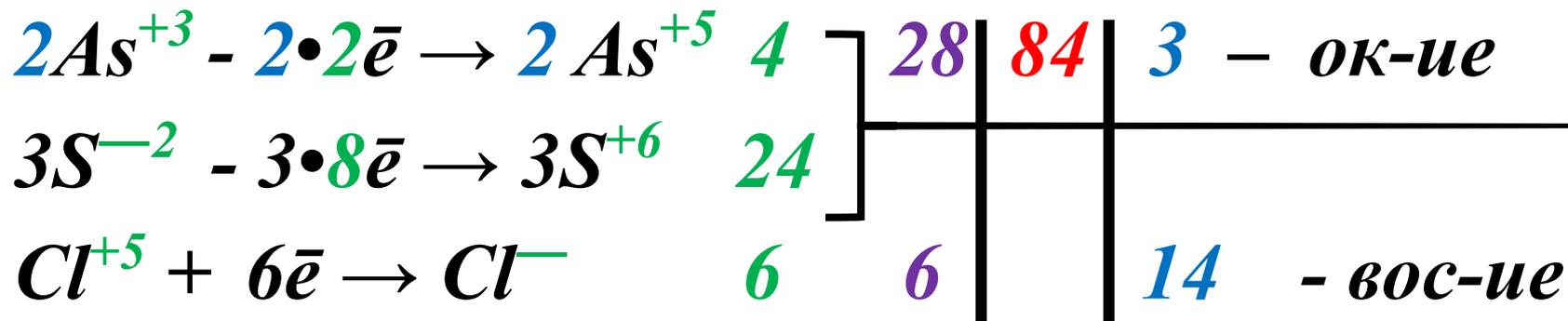
Пример 3. Если число атомов, изменивших степень окисления больше 2, то коэффициенты определяют по сумме отданных и принятых электронов:





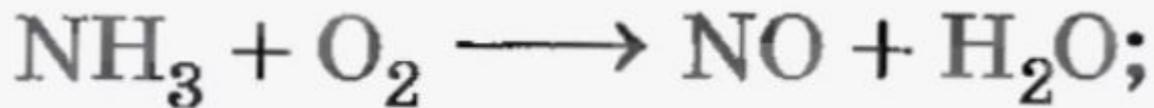
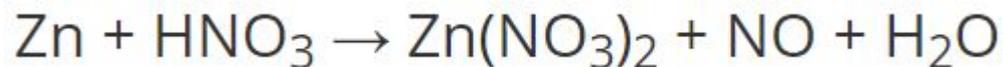
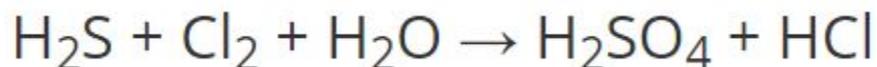
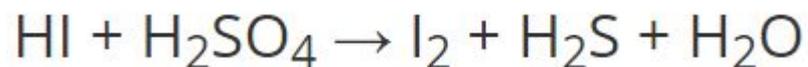
**Степень окисления изменяют 3 атома :**

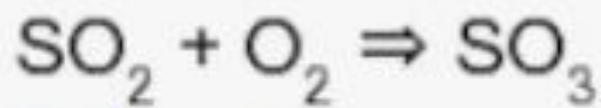
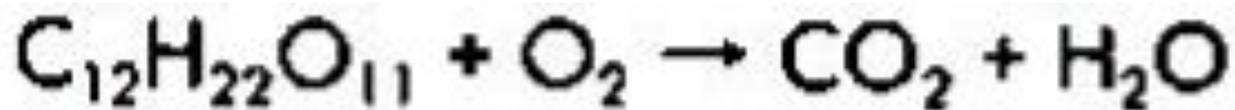
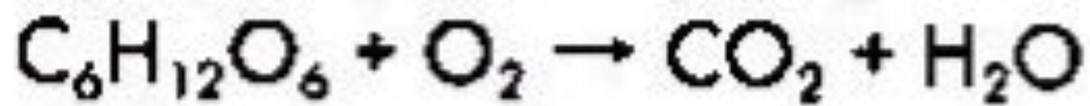
**S, As, Cl.**



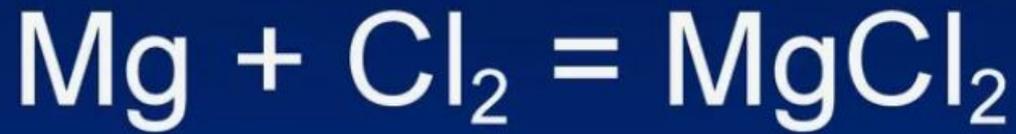
$As_2S_3$  – восстановитель;

$HClO_3$  – окислитель.





# Окислительно- восстановительные реакции



- $\text{Mg}^0 - 2e \rightarrow \text{Mg}^{+2}$  -  
восстановитель (окисляется)
- $\text{Cl}_2^0 + 2e \rightarrow 2\text{Cl}^{-1}$  – окислитель  
(восстанавливается)