

## Тема 13 «Правило расстановки коэффициентов в уравнении с помощью электронного баланса»

1. Для решения «Правила расстановки коэффициентов в уравнении с помощью электролиза», нужно уметь определять степень окисления в веществах.

**Степень окисления (СО)** это - условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Степень окисления обозначают над символом элемента, сначала ставят знак, затем

+4 -2

число. Например:  $\overset{+4}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_2$

Определяя степень окисления атомов необходимо следовать следующим правилам:

### **НУЖНО ВЫУЧИТЬ И ЗНАТЬ!!!!!!**

1. **Низшая СО**- чем правее или выше химический элемент в ПСХЭ, тем СО низшая более электроотрицательный атом и имеет знак «- .», перед цифрой, самый сильный окислитель F(фтор) у него всегда СО «-1».

2. **Высшая СО**- чем левее и ниже химический элемент в ПСХЭ, тем СО высшая менее электроотрицательный и имеет знак «+.» перед цифрой, ориентируемся по F(фтору)

3. В молекулах **простых веществ** и металлов степень окисления атомов **равна 0**.

4. **+1** — все элементы IА группы (Li, Na, K, Rb, Cs), в большинстве соединений Ag;

5. **+2** — все элементы IIА и IIВ групп (кроме ртути);

6. **+3** — алюминий Al;

7. **-1** — фтор F;

8. **-2** — кислород (за исключением фторидов кислорода  $\text{OF}_2$  и  $\text{O}_2\text{F}_2$ , в которых его степень окисления положительна; пероксидов, в которых она равна -1 (например,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ); супероксидов  $\text{KO}_2$  и т. п.).

9. Водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления +1, в бинарных соединениях с металлами (в гидридах) -1.

10. Высшая положительная степень окисления элементов II–VII групп (кроме фтора и кислорода) равна номеру группы.

11. Для **комплексных соединений** указывают степень окисления центрального атома.

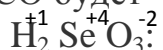
**Например**, определим степень окисления селена Se в соединении  $\text{H}_2\text{SeO}_3$

1. Расставим степени окисления у элементов которые знаем, степень окисления водорода H равна +1, кислорода O -2, а селена Se- X потому, что не знаем-нужно определить.



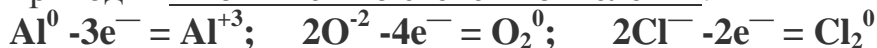
2. Составим выражение, учитывая число атомов в соединении

$(+1)2+x+(-2)3=0$  отсюда находим «X»  $x = -2+6$   $X=+4$  следовательно у селена Se CO будет +4 т.е.

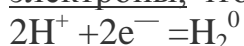


2. Зная какую величину имеет степень окисления элемента в соединении возможно предсказать его химические свойства и реакционную активность по отношению к другим соединениям, а также является ли данное соединение **восстановителем** или **окислителем**. Эти понятия в полной мере раскрываются в **теории окисления-восстановления**:

**Окисление** – это процесс потери электронов атомом, ионом или молекулой, что приводит к повышению степени окисления.

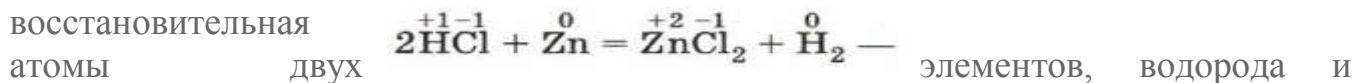


**Восстановление** – это процесс при котором атом, ион или молекула приобретают электроны, что приводит к понижению степени окисления.  $\text{Ca}^{+2} + 2e^- = \text{Ca}^0$ ;



**Окислители** – соединения, принимающие электроны в ходе химической реакции, а **восстановители** – отдающие электроны соединения. **Восстановители** во время реакции **окисляются**, а **окислители** – **восстанавливаются**.

Реакция — взаимодействие соляной кислоты с цинком окислительно-восстановительная



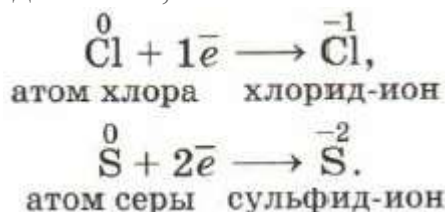
атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с 0 на +1, а цинк — с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции  $2\overset{+1}{\text{H}} + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{\text{H}}_2$ ,

каждый атом водорода получил по одному электрону  $\overset{0}{\text{Zn}} - 2e^- \longrightarrow \overset{+2}{\text{Zn}}$ , каждый атом цинка отдал два электрона

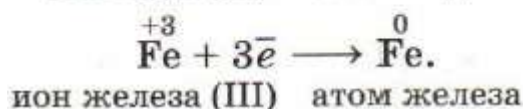
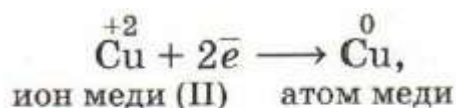
Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют окислительно-восстановительными реакциями.

Под восстановлением понимают процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами. Степень окисления при этом понижается.

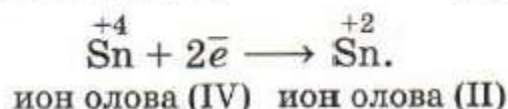
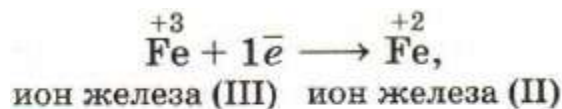
Например, атомы неметаллов могут присоединять электроны, превращаясь при этом в отрицательные ионы, т. е. восстанавливаясь (Далее мы будем указывать степень окисления, а не заряды ионов, так как их численные значения совпадают.):



Электроны могут присоединяться и к положительным ионам, которые при этом превращаются в атомы:

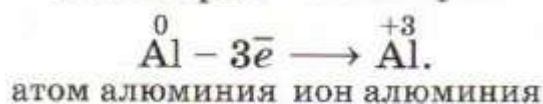
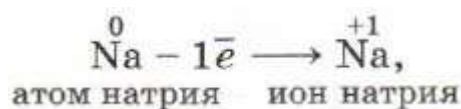


Принимать электроны могут и положительные ионы, у которых при этом степень окисления понижается:

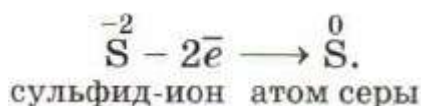
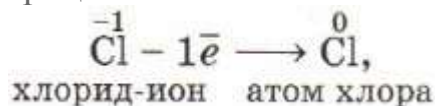


Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, называют окислителями.

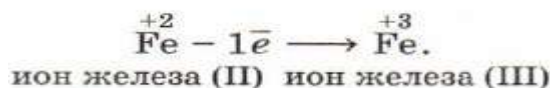
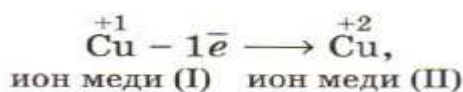
Под окислением понимают процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами. Например, атомы металлов, теряя электроны, превращаются в положительные ионы, т. е. окисляются:



Отдавать электроны могут отрицательные ионы:



Терять электроны могут и некоторые положительные ионы с низшими степенями окисления:



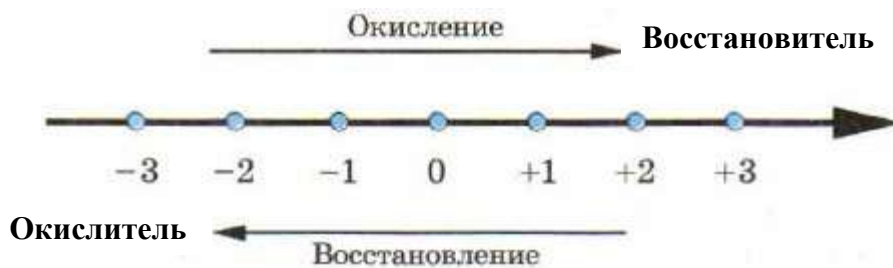
Можно отметить, что при этом степень окисления повышается.

Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называют восстановителями.

3. Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот, т. е. окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов — окисления и восстановления. Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления может быть представлена так, как это изображено на схеме 2.

### Схема 2

## Процессы окисления и восстановления



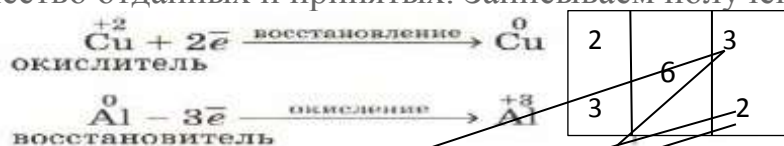
В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, т. е. соблюдается электронный баланс. Метод электронного баланса применяют для записей электронных уравнений процессов окисления и восстановления.



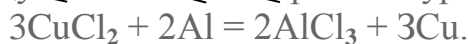
Например, реакцию алюминия с хлоридом меди (II) описывают схемой



а электронные уравнения будут иметь вид: Выносим количество отданных и принятых электронов, затем находим наименьшее кратное количества электронов, делим их на количество отданных и принятых. Записываем полученный результат.

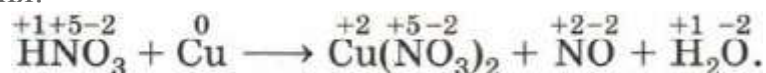


Молекулярное уравнение этой реакции написать уже несложно, так как коэффициенты для него будут взяты из электронных уравнений:

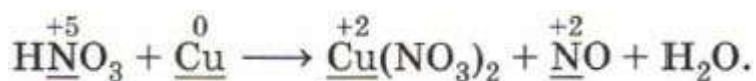


4. Покажем, как с помощью метода электронного баланса можно расставить коэффициенты в уравнении сложной окислительно-восстановительной реакции. Как вы помните, первое правило ряда напряжений металлов о взаимодействии металлов с растворами кислот не распространялось на серную кислоту концентрированную и азотную кислоту любой концентрации.

В отличие от соляной кислоты, в которой окислителем атомов металла были катионы водорода, в концентрированной серной и азотной кислотах окислителями являются атомы серы и азота из сульфат-ионов и нитрат-ионов. Поэтому концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HNO}_3$  любой концентрации взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него, восстанавливаясь при этом до  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$  и т. д. Например, при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получается нитрат меди (II), оксид азота (II) и вода. Запишем формулы исходных веществ и продуктов реакции с указанием степеней окисления:



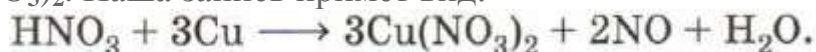
Подчеркнем знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:



Составим электронные уравнения, т. е. отразим процессы отдачи и присоединения электронов:



Запишем коэффициент 3 перед  $\overset{0}{\text{Cu}}$  и перед формулой нитрата меди (II), в котором  $\overset{+2}{\text{Cu}}$ , так как с такими значениями степеней окисления медь встречается по одному разу. Коэффициент 2 запишем только перед формулой вещества с  $\overset{+2}{\text{N}}$ , так как это значение степени окисления для азота в схеме реакции встречается только один раз, а вот перед  $\text{HNO}_3$  коэффициент 2 не запишем, ибо  $\overset{+5}{\text{N}}$  встречается ещё раз в формуле  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Наша запись примет вид:



Теперь уравниваем число атомов азота. После реакции оно равно  $3 \times 2 = 6$  из  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и ещё 2 атома из  $2\text{NO}$ , всего 8.

Поэтому перед  $\text{HNO}_3$  запишем коэффициент 8:



и уравниваем число атомов водорода:



Проверим правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24 атома. Коэффициенты расставлены правильно, поэтому заменим в уравнении стрелку на знак равенства:



Зная формулу вещества и определив степени окисления атомов химических элементов в нём, нетрудно предсказать, какие свойства будет проявлять каждый элемент и вещество в целом: окислительные или восстановительные. Например, азот в азотной кислоте имеет максимальное значение степени окисления +5, т. е. он

«потерял» все электроны, поэтому  $\overset{+5}{\text{N}}$  в азотной кислоте будет проявлять только окислительные свойства. Азот в аммиаке  $\overset{-3+1}{\text{NH}_3}$  имеет минимальное значение степени окисления -3, т. е. он не сможет принять больше ни одного электрона, и поэтому аммиак будет проявлять только восстановительные свойства.

Другой пример — оксид азота (II)  $\overset{+2-2}{\text{NO}}$ . Азот в этом соединении имеет промежуточное значение степени окисления и поэтому может проявлять как

окислительные (например:  $\overset{+2}{\text{N}} + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{\text{N}}$  или  $\overset{+2}{\text{N}} + 5e^- \longrightarrow \overset{-3}{\text{N}}$ ), так и восстановительные (например:  $\overset{+2}{\text{N}} - 2e^- \longrightarrow \overset{+4}{\text{N}}$ ) свойства.