

«Окислительно-восстановительные реакции»

ПЛАН:

1. Понятие степень окисления, окислительно-восстановительные реакции (ОВР).
2. Электронно-ионная теория ОВР.
3. Составление уравнений ОВР.
4. Типы ОВР.
5. Окислительно-восстановительные процессы в живых организмах.

1. Понятие степень окисления, окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Степень окисления (СО) – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что молекула состоит только из ионов.

Степень окисления может быть «+», «-» или «0»

Правила определения степени окисления

1. Степень окисления атомов в молекуле простого вещества всегда равна нулю (Fe^0 , O_2^0 , N_2^0 и др.).
2. Степень окисления водорода в сложных соединениях в основном равна «+1» H^+ , за исключением гидридов металлов (NaH^- , LiH^- , CaH_2^- и др.).
3. Степень окисления кислорода в сложных соединениях в основном равна «-2», O^{2-} (исключение: O^{+2}F_2 ; H_2O_2^- , Na_2O_2^-).
4. Металлы в сложных соединениях имеют только положительную степень окисления, например:
 - щелочные (Li, Na, K и др.) «+1»: Li^+ , Na^+ , K^+ ;
 - элементы II группы (кр. Hg): «+2» Ca^{+2} , Ba^{+2} ; Zn^{+2}
 - алюминий «+3» Al^{+3}
 - железо «+2» и «+3» Fe^{+2} , Fe^{+3} ;
 - медь «+1», чаще «+2» Cu^+ , Cu^{+2} .

5. Зная в соединении степени окисления всех элементов, кроме одного, можно определить неизвестную степень окисления. При этом необходимо помнить, что *молекула любого вещества электронейтральна, т.е. алгебраическая сумма степеней окисления элементов в соединении (с учетом числа атомов) всегда равна нулю.*

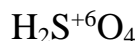
Например, определим степень окисления серы в серной кислоте.



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

$$x = +8 - 2 = +6$$

$$x = +6$$



6. Степень окисления не всегда численно совпадает с валентностью.

Например:

– N_2 ($\text{N}\equiv\text{N}$) степень окисления азота равна нулю, а валентность трем;

– H_2O_2 ($\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$) степень окисления кислорода равна «-1», а валентность – двум.

– степень окисления углерода может изменяться от -4 до +4, а валентность равна – четырем:



7. Степень окисления могут иметь дробные значения:



8. Высшая степень окисления элемента, как правило, равна номеру группы в ПС, в которой находится элемент. Исключение: металлы подгруппы меди, кислород, фтор, металлы семейства железа и некоторые другие элементы VIII Б группы.

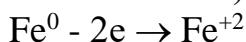
Низшая степень окисления (неметаллов) равна:

-(8-номер группы в ПС, в которой находится элемент).

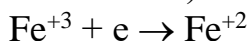
Промежуточная степень окисления – все значения между высшей и низшей степенью окисления.

2. Основные положения электронно-ионной теории ОВР

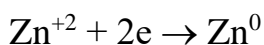
1. Восстановитель – это атом, молекула или ион, отдающие электроны (степень окисления повышается)



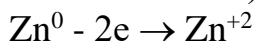
2. Окислитель – это атом, молекула или ион, присоединяющие электроны (степень окисления понижается)



3. Восстановление – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом (степень окисления понижается)



4. Окисление – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом (степень окисления повышается)



5. Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот, поэтому ОВР представляют собой единство двух противоположных процессов – окисления и восстановления. При этом число принятых окислителем электронов равно числу электронов, отданных восстановителем.

3. Метод электронного баланса

1. Составить схему реакции - написать формулы исходных веществ и продуктов реакции.

2. Определить степени окисления элементов в исходных веществах и продуктах реакции.

3. Выделить элементы, меняющие степень окисления в процессе реакции.

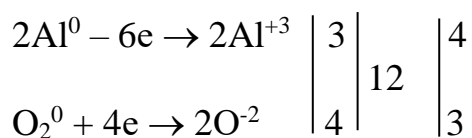
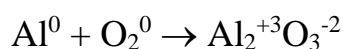
4. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления:

- если элемент представлен несколькими атомами, то число атомов выносится в электронное уравнение.

Прежде чем определять число отданных и принятых электронов необходимо уравнять число атомов слева и справа в электронном уравнении.

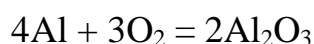
Находят общие множители для уравнений процессов окисления и восстановления, при умножении на которые число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов.

5. Уравнивают число атомов элементов, которые не изменяли степень окисления.



Al^0 – восстановитель

O_2^0 – окислитель

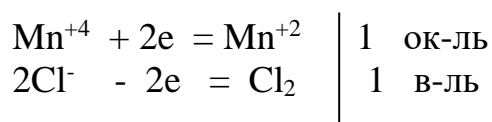
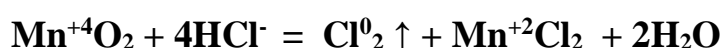


4. Типы окислительно-восстановительных реакций

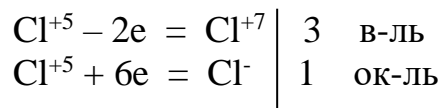
В зависимости от того между какими атомами и в каких веществах происходит переход электронов все окислительно-восстановительные процессы можно разделить на 4 типа:

- 1) Межмолекулярные
- 2) Диспропорционирования
- 3) Внутримолекулярные
- 4) Компропорционирования

1. **Межмолекулярные** реакции окисления-восстановления – это реакции, в ходе которых переход электронов происходит между частицами различных веществ. В выше рассматриваемых реакциях **окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:**

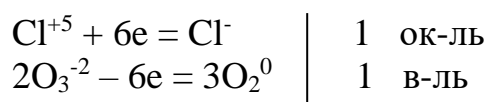


2. Диспропорционирования – когда атомы или ионы одного и того же элемента, содержащиеся в одной молекуле, являются и окислителем и восстановителем.



Диспропорционировать могут вещества, один из элементов которых находится в промежуточной степени окисления, т.к. степень окисления одной части атомов понижается за счет другой части таких же атомов, степень окисления которых повышается.

3. Внутримолекулярные – когда окислитель и восстановитель одно и то же вещество, но изменяют степень окисления в нем атомы различных элементов:



4. Компропорционирования – реакции в которых участвуют два вещества, содержащие атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления



7. Окислительно-восстановительные процессы в живых организмах

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций. На их долю по оценкам ряда авторов приходится около 80% всех химических превращений, происходящих как в живой, так и в не живой природе. Эти реакции имеют исключительно большое значение в теории и практике.

Окислительно-восстановительные процессы в живом организме играют важную роль. С ними связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, брожение, фотосинтез в зеленых частях растений и нервная деятельность человека и животных. Они основа жизни на земле.

Сжигание топлива в топках паровых котлов и двигателях внутреннего сгорания, электролитическое осаждение металлов, процессы, происходящие в гальванических элементах и аккумуляторах, включают реакции окисления-восстановления.

Получение элементарных веществ, например: железа, хрома, марганца, никеля, кобальта, меди, серебра, серы, хлора, йода и т.д. и ценных химических продуктов, например, аммиака, щелочей, сернистого газа, азотной, серной и других кислот, основано на окислительно-восстановительных реакциях.

На процессах ОВ в аналитической химии основаны методы объемного анализа, перманганатометрия, йодометрия, броматометрия, и другие, играющие важную роль при контроле производственных процессов и выполнении исследований.

ОВР играют важную роль в процессах почвообразования. Нормальный рост и развитие растений возможны только при определенном окислительно-восстановительном состоянии почвы, от окислительно-восстановительных условий в почве зависит подвижность, а, следовательно доступность растениями таких элементов, как железо, марганец, азот и др.