**14.01.2021г.**

**Тема: Окислительно-восстановительные реакции**

**Задание: Изучить лекцию. Конспект в тетрадь.**

***Время выполнения 2 часа.***

**Окислительно-восстановительные реакции** — это химические реакции, сопровождающиеся **изменением степени окисления у атомов реагирующих веществ.** При этом некоторые частицы отдают электроны, а некоторые получают.

**Окислители и восстановители**

**Окислители** — это частицы (атомы, молекулы или ионы), которые **принимают электроны** в ходе химической реакции. При этом степень окисления окислителя **понижается**. Окислители при этом **восстанавливаются**.

**Восстановители** — это частицы (атомы, молекулы или ионы), которые **отдают электроны** в ходе химической реакции. При этом степень окисления восстановителя **повышается**. Восстановители при этом **окисляются**.

[](http://chemege.ru/wp-content/uploads/2018/09/%D0%BE%D0%B2%D1%80.jpg)

Химические вещества можно разделить на **типичные окислители**, **типичные восстановители**, и вещества, которые могут проявлять**и окислительные, и восстановительные свойства**. Некоторые вещества практически не проявляют окислительно-восстановительную активность.

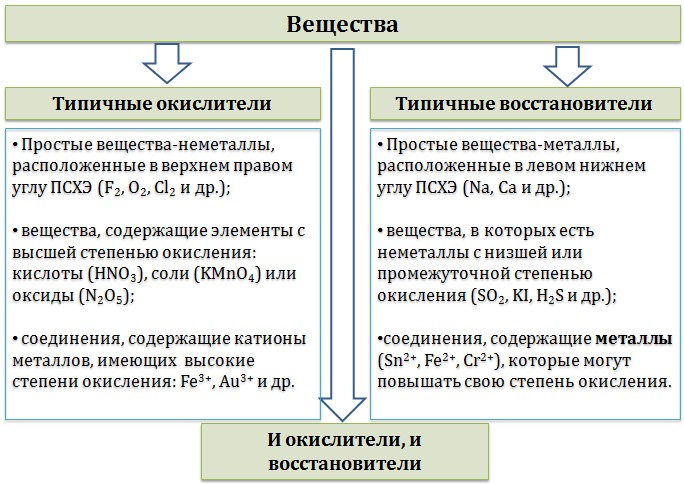
К**типичным окислителям** относят:

* **простые вещества-неметаллы** с наиболее сильными окислительными свойствами (фтор F2, кислород O2, хлор Cl2);
* сложные вещества, в составе которых есть **ионы металлов или неметаллов** с **высокими положительными (как правило, высшими) степенями окисления**: кислоты (HN+5O3, HCl+7O4), соли (KN+5O3, KMn+7O4), оксиды (S+6O3,  Cr+6O3)
* соединения, содержащие некоторые **катионы металлов**, имеющих  **высокие степени окисления**: Pb4+, Fe3+, Au3+ и др.

**Типичные восстановители** – это, как правило:

* **простые вещества-металлы** (восстановительные способности металлов определяются рядом электрохимической активности);
* сложные вещества, в составе которых есть **атомы или ионы неметаллов с отрицательной (как правило, низшей) степенью окисления**: бинарные водородные соединения (H2S, HBr), соли бескислородных кислот (K2S, NaI);
* некоторые соединения, содержащие **катионы с минимальной положительной степенью окисления** (Sn2+, Fe2+, Cr2+), которые, отдавая электроны, **могут повышать свою степень окисления**;
* соединения, содержащие сложные ионы, состоящие из **неметаллов с промежуточной положительной степенью окисления** (S+4O3)2–, (НР+3O3)2–, в которых элементы могут, отдавая электроны, **повышать свою положительную степень окисления**.

Большинство остальных веществ может проявлять **как окислительные, так и восстановительные свойства**.

[](http://chemege.ru/wp-content/uploads/2018/09/%D0%BE%D0%BA%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%B8%D1%82%D0%B5%D0%BB%D0%B8-%D0%B8-%D0%B2%D0%BE%D1%81%D1%81%D1%82%D0%B0%D0%BD%D0%BE%D0%B2%D0%B8%D1%82%D0%B5%D0%BB%D0%B8.jpg)

Типичные окислители и восстановители приведены в таблице.

[](http://chemege.ru/wp-content/uploads/2018/09/%D0%BB%D0%B0%D0%B1-%D0%BE%D0%BA%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%B8%D1%82%D0%B5%D0%BB%D0%B8-%D0%B8-%D0%B2%D0%BE%D1%81%D1%81%D1%82%D0%B0%D0%BD%D0%BE%D0%B2%D0%B8%D1%82%D0%B5%D0%BB%D0%B8.jpg)

**В лабораторной практике** наиболее часто используются следующие **окислители**:

* *перманганат калия (KMnO4);*
* *дихромат калия (K2Cr2O7);*
* *азотная кислота (HNO3);*
* *концентрированная серная кислота (H2SO4);*
* *пероксид водорода (H2O2);*
* *оксиды марганца (IV) и свинца (IV) (MnO2, PbO2);*
* *расплавленный нитрат калия (KNO3) и расплавы некоторых других нитратов .*

К **восстановителям**, которые применяются **в** **лабораторной практике** относятся:

* *магний (Mg), алюминий (Al), цинк (Zn) и другие активные металлы;*
* *водород (Н2) и углерод (С);*
* *иодид калия (KI);*
* *сульфид натрия (Na2S) и сероводород (H2S);*
* *сульфит натрия (Na2SO3);*
* *хлорид олова (SnCl2).*

**Классификация окислительно-восстановительных реакций**

Окислительно-восстановительные реакции обычно разделяют на четыре типа: **межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления), и реакции контрдиспропорционирования**.

**Межмолекулярные реакции** протекают с изменением степени окисления **разных элементов** из **разных реагентов**. При этом образуются **разные продукты окисления и восстановления**.

**2Al0 + Fe+32O3 → Al+32O3 + 2Fe0,**

**C0 + 4HN+5O3(конц) = C+4O2 ↑ + 4N+4O2↑+ 2H2O.**

**Внутримолекулярные реакции** – это такие реакции, в которых **разные элементы** из **одного реагента**  переходят в **разные продукты, например**:

**(N-3H4)2Cr+62O7  → N20 ↑+ Cr+32O3 + 4 H2O,**

**2 NaN+5O-23 → 2 NaN+3O2 + O02↑.**

**Реакции диспропорционирования** (самоокисления-самовосстановления) – это такие реакции, в которых окислитель и восстановитель – **один  и тот же элемент одного реагента,**который при этом переходит в **разные продукты**:

**3Br2 + 6 KOH → 5KBr + KBrO3 + 3 H2O,**

**Репропорционирование** (конпропорционирование, **контрдиспропорционирование**) – это реакции, в которых окислитель и восстановитель – это **один и тот же элемент**, который из **разных реагентов** переходит в **один** **продукт**. Реакция, обратная диспропорционированию.

**2H2S-2 + S+4O2 = 3S + 2H2O**

[](http://chemege.ru/wp-content/uploads/2018/09/%D0%BA%D0%BB%D0%B0%D1%81%D1%81%D0%B8%D1%84%D0%B8%D0%BA%D0%B0%D1%86%D0%B8%D1%8F-%D0%BE%D0%B2%D1%80.jpg)

**Основные правила составления окислительно-восстановительных реакций**

Окислительно-восстановительные реакции сопровождаются процессами окисления и восстановления:

**Окисление** — это процесс отдачи электронов восстановителем.

**Восстановление** — это процесс присоединения электронов окислителем.

Окислитель **восстанавливается**, а восстановитель **окисляется**.

В окислительно-восстановительных  реакциях соблюдается **электронный баланс**: **количество электронов, которые отдает восстановитель, равно количеству электронов, которые получает окислитель.** Если баланс составлен неверно, составить сложные ОВР у вас не получится.

Используется несколько методов составления окислительно-восстановительных реакций (ОВР): метод электронного баланса, метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций) и другие.

Рассмотрим подробно **метод электронного баланса**.

«Опознать» ОВР довольно легко — достаточно расставить степени окисления во всех соединениях и определить, что атомы меняют степень окисления:

**K+2S-2 + 2K+Mn+7O-24 = 2K+2Mn+6O-24 + S0**

Выписываем отдельно атомы элементов, меняющих степень окисления, в состоянии ДО реакции и ПОСЛЕ реакции.

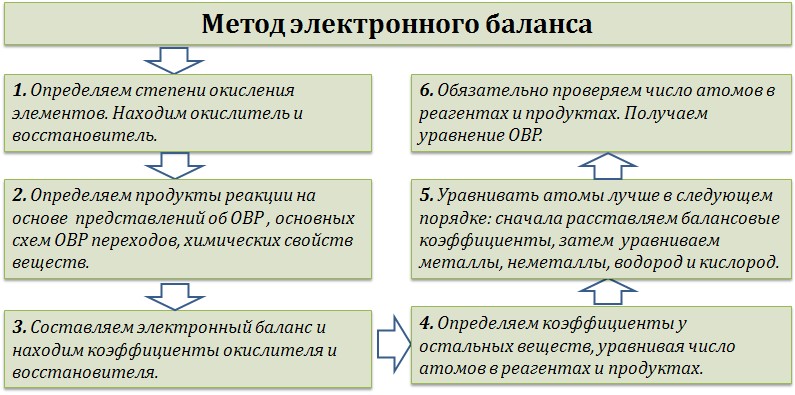
Степень окисления меняют атомы марганца и серы:

**S-2 -2e = S0**

**Mn+7 + 1e = Mn+6**

Марганец поглощает 1 электрон, сера отдает 2 электрона. При этом необходимо, чтобы соблюдался**электронный баланс**. Следовательно, необходимо удвоить число атомов марганца, а число атомов серы оставить без изменения. Балансовые коэффициенты указываем и перед реагентами, и перед продуктами!

Схема составления уравнений ОВР методом электронного баланса:

[](http://chemege.ru/wp-content/uploads/2018/09/%D0%BC%D0%B5%D1%82%D0%BE%D0%B4-%D1%8D%D0%BB%D0%B5%D0%BA%D1%82%D1%80%D0%BE%D0%BD%D0%BD%D0%BE%D0%B3%D0%BE-%D0%B1%D0%B0%D0%BB%D0%B0%D0%BD%D1%81%D0%B0.jpg)

**Внимание!** В реакции может быть несколько окислителей или восстановителей. Баланс необходимо составить так, чтобы ОБЩЕЕ число отданных и полученных электронов было одинаковым.

**Общие закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций**

Продукты окислительно-восстановительных реакций зачастую зависят от **условий проведения процесса**. Рассмотрим основные факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.

Самый очевидный фактор, определяющий — **среда раствора реакции** — [кислая, нейтральная или щелочная](http://chemege.ru/ted/). Как правило (но не обязательно), вещество, определяющее среду, указано среди реагентов. Возможны такие варианты:

* окислительная активность **усиливается в более кислой среде и окислитель восстанавливается глубже**(например, перманганат калия, KMnO4, где Mn+7 в кислой среде восстанавливается до Mn+2, а в щелочной — до Mn+6);
* окислительная активность **усиливается в более щелочной среде**, и окислитель восстанавливается глубже (например, нитрат калия KNO3, где N+5 при взаимодействии с восстановителем в щелочной среде восстанавливается до N-3);
* либо окислитель практически не подвержен изменениям среды.

[](http://chemege.ru/wp-content/uploads/2018/09/%D0%B2%D0%BB%D0%B8%D1%8F%D0%BD%D0%B8%D0%B5-%D1%81%D1%80%D0%B5%D0%B4%D1%8B.jpg)

Среда протекания реакции позволяет определить состав и форму существования остальных продуктов ОВР. **Основной принцип — продукты образуются такие, которые не взаимодействуют с реагентами!**

**Обратите внимание!**Если среда раствора кислая, то среди продуктов реакции не могут присутствовать основания и основные оксиды, т.к. они взаимодействуют с кислотой. И, наоборот, в щелочной среде исключено образование кислоты и кислотного оксида. Это одна из наиболее частых, и наиболее грубых ошибок.

Также на направление протекания ОВР влияет **природа реагирующих веществ.** **Например**, при взаимодействии азотной кислоты HNO3 с восстановителями наблюдается закономерность — чем больше активность восстановителя, тем больше восстанавливается азот N+5.

При увеличении **температуры** большинство ОВР, как правило, проходят более интенсивно и более глубоко.

В гетерогенных реакциях на состав продуктов зачастую влияет **степень измельчения твердого вещества**. Например, порошковый цинк с азотной кислотой образует одни продукты, а гранулированный — совершенно другие. **Чем больше степень измельчения реагента, тем больше его активность,** как правило.

**Выполненное задание присылать на** [**kseniya.voronova87@bk.ru**](mailto:kseniya.voronova87@bk.ru)