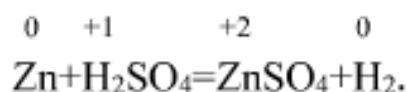


Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это реакции, при протекании которых происходит изменение степеней окисления элементов. Например:



Вещество, в состав которого входит элемент, понижающий свою степень окисления в ходе реакции, называется **окислителем**. Вещество, в состав которого входит элемент, повышающий свою степень окисления при протекании реакции, называется **восстановителем**. В приведенной реакции Zn является восстановителем, а серная кислота — окислителем.

### Степень окисления

**Степень окисления** — это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что все связи являются ионными. Степени окисления могут быть положительными, отрицательными или равными нулю, причём знак ставится перед числом:  $-1$ ,  $-2$ ,  $+3$  (в отличие от заряда иона, где знак ставится после числа). Для того чтобы определить степень окисления элемента в соединении, нужно помнить, что алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учётом числа их атомов в молекуле (формульной единице вещества) равна нулю. Например, для расчета степени окисления марганца в соединении  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  составим уравнение, учитывая, что степень окисления калия равна  $+1$ , а кислорода  $-2$ :

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

Отсюда  $x = +6$ .

Характерные степени окисления элементов можно определить исходя из их расположения в Периодической системе (ПС). Элементы, расположенные в первых трёх группах (главных подгруппах) ПС, имеют постоянную степень окисления, которая совпадает с номером группы. Например, Li, Na, K проявляют в

---

Характерные степени окисления элементов можно определить исходя из их расположения в Периодической системе (ПС). Элементы, расположенные в первых трёх группах (главных подгруппах) ПС, имеют постоянную степень окисления, которая совпадает с номером группы. Например, Li, Na, K проявляют в соединениях степень окисления +1; Be, Mg, Ca — элементы второй группы — проявляют степень окисления +2; степень окисления элементов третьей группы B, Al и т.д. в соединениях равна +3, кроме Tl.

Для p-элементов набор характерных степеней определяется следующими правилами: **высшая** степень окисления совпадает с номером группы; **низшая** степень окисления равна номеру группы минус 8, **промежуточные** степени окисления обычно равны четным числам для элементов групп с четными номерами и нечетным числам — для элементов групп с нечетными номерами.

Характерные степени окисления элементов главных подгрупп приведены в таблице:

I группа		II группа		III группа		IV группа		
<b>Li</b>	+1	<b>Be</b>	+2	<b>B</b>	+3	<b>C</b>	-4, +2, +4	
<b>Na</b>	+1	<b>Mg</b>	+2	<b>Al</b>	+3	<b>Si</b>	-4, +2, +4	
<b>K</b>	+1	<b>Ca</b>	+2	<b>Ga</b>	+3	<b>Ge</b>	-4, +2, +4	
<b>Rb</b>	+1	<b>Sr</b>	+2	<b>In</b>	+3	<b>Sn</b>	+2, +4	
<b>Cs</b>	+1	<b>Ba</b>	+2	<b>Tl</b>	+3, +1	<b>Pb</b>	+2, +4	
V группа						VI группа		
<b>N</b>	-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5						<b>O</b>	-2, -1, +1, +2
<b>P</b>	-3, +1, +3, +5						<b>S</b>	-2, +4, +6
<b>As</b>	-3, +3, +5						<b>Se</b>	-2, +4, +6
<b>Sb</b>	-3, +3, +5						<b>Te</b>	-2, +4, +6
<b>Bi</b>	+3, +5						<b>Po</b>	+2, +4
VII группа								
	<b>F</b>		-1					
	<b>Cl</b>		-1, +1, +3, +5, +7					
	<b>Br</b>		-1, +1, +3, +5, +7					
	<b>I</b>		-1, +1, +3, +5, +7					
	<b>At</b>		-1, +1, +3, +5					

Как видно из таблицы, исключениями являются 4 элемента, для которых характерен отличный набор степеней окисления: H, O, F, N.

**Водород** в большинстве соединений проявляет степень окисления +1, но в гидридах (соединениях водорода с металлами) его степень окисления равна -1, например, .



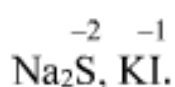
Для **кислорода** характерной степенью окисления является -2, но возможны -1 (в пероксидах, например, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), положительные степени окисления +1 и +2 (O<sub>2</sub>F<sub>2</sub> и OF<sub>2</sub>).

Единственным элементом-неметаллом, для которого характерна постоянная степень окисления  $-1$  в соединениях, является **фтор**.

Самый разнообразный набор степеней окисления характерен для **азота**: от  $-3$  до  $+5$ .

Элементов побочных подгрупп (*d*-металлы) могут проявлять различные степени окисления.

Знание возможных степеней окисления элементов позволяет предсказать роль соединений в окислительно-восстановительных реакциях. Если в состав соединения входит элемент в высшей степени окисления, то это соединение в ОВР будет являться только окислителем. Например, в соединении  $\text{KMnO}_4$  марганец имеет степень окисления  $+7$  — это его высшая степень окисления, следовательно, перманганат калия в окислительно-восстановительных превращениях будет окислителем. Если в состав соединения входит элемент в низшей степени окисления, то вещество будет проявлять восстановительные свойства:



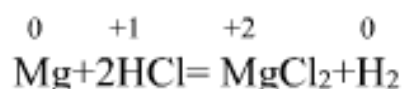
Окислительно-восстановительной двойственностью свойств будут обладать соединения, в которых степень окисления элемента промежуточная.

Вещества-окислители				
+7	+6	+6	+5	+4
KMnO <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> CrO <sub>7</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.)	HNO <sub>3</sub>	PbO <sub>2</sub>
Вещества-восстановители				
0	0	-1	-2	-3
Al	Ca	KI	Na <sub>2</sub> S	NH <sub>3</sub>
Вещества, обладающие окислительно-восстановительной двойственностью свойств				
0	+3	+4		
S	CaNO <sub>2</sub>	MnO <sub>2</sub>		

### Типы окислительно-восстановительных реакций

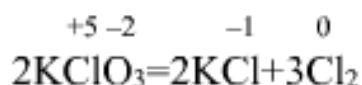
Различают 4 типа окислительно-восстановительных реакций.

1. **Межмолекулярные ОВР** — это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются разные элементы, входящие в состав различных веществ:



$\overset{0}{\text{Mg}}$  (Mg) — восстановитель, HCl (H<sup>+</sup>) — окислитель.

2. **Внутримолекулярные ОВР** — это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются разные элементы, входящие в состав одного вещества:



KClO<sub>3</sub> (O<sup>2-</sup>) — восстановитель, KClO<sub>3</sub> (Cl<sup>+5</sup>) — окислитель.

3. **Реакции диспропорционирования** — это реакции, в которых окислению и восстановлению подвергается один и тот же элемент, в промежуточной степени окисления, входящий в состав одного вещества:



$\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\text{O}^-$ ) — восстановитель,  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\text{O}^-$ ) — окислитель.

4. **Реакции конрдиспропорционирования** — это реакции, в которых происходит выравнивание различных степеней окисления одного и того же элемента, входящего в состав разных веществ:



$\text{H}_2\text{S}$  ( $\text{S}^{-2}$ ) — восстановитель,  $\text{SO}_2$  ( $\text{S}^{+4}$ ) — окислитель.

### Расстановка коэффициентов в ОВР

Одним из способов уравнивания ОВР является метод электронного баланса, предложенный в 1916 г. русским ученым Л. В. Писаржевским. Согласно этому подходу, изменение степеней окисления в ОВР обусловлено отдачей электронов восстановителем и присоединением их окислителем. Однако реально метод электронного баланса применим лишь к электрохимическим процессам, в которых действительно происходит принятие и отдача электронов на электродах. Вместе с тем, электроны все же указываются в уравнениях баланса из соображений сохранения заряда.

Для того чтобы уравнивать окислительно-восстановительную реакцию методом электронного баланса, необходимо провести следующую последовательность действий:

- 1) Определить степени окисления элементов, которые их изменяют:



- 2) Составить уравнения электронного баланса:

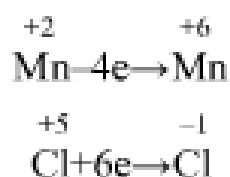


Для того чтобы уравнивать окислительно-восстановительную реакцию методом электронного баланса, необходимо провести следующую последовательность действий:

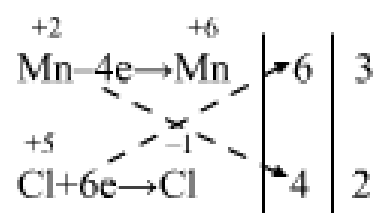
1) Определить степени окисления элементов, которые их изменяют:



2) Составить уравнения электронного баланса:



3) Найти коэффициенты (дополнительные множители) при окислителе и восстановителе так, чтобы число принятых электронов окислителем равнялось числу отданных электронов восстановителем:



4) Найденные коэффициенты подставить в уравнение реакции перед формулами соответствующих веществ:



5) Уравнивать число атомов S, K и H в левой и правой частях уравнения, подставив соответствующие коэффициенты перед формулами  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KOH}$  и  $\text{H}_2\text{O}$ :



Для проверки правильности расстановки коэффициентов необходимо подсчитать число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

## Описание работы

**Целью работы** является проведение окислительно-восстановительных реакций и изучение особенностей их протекания.

Для проведения работы используется микроаналитический метод, поэтому опыты проводятся в аналитических пробирках. Для краткости и наглядности описания эксперимента сведения о последовательности действий приведены в виде таблиц, в которых указаны формулы веществ, используемых в опыте, их агрегатное состояние или концентрация растворов, а также порядок их смешивания.

### **Принятые обозначения:**

- к** — кристаллическое вещество;
- р-р** — раствор;
- м-шп** — микрошпатель;
- конц.** — концентрированный.

При выполнении эксперимента вносите вещества в порядке, который указан в таблицах.

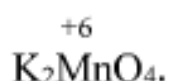
**Оборудование:** штатив с реактивами, пробирки, колба Вюрца, капельная воронка, газоотводная трубка, лучина, цилиндр стеклянный, штатив, спиртовка.



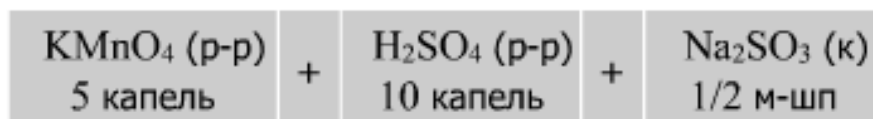
## Реакции межмолекулярного окисления-восстановления

### Опыт 1. Окислительные свойства $\text{KMnO}_4$ в разных средах

В перманганате калия марганец находится в высшей степени окисления  $+7$ , поэтому  $\text{KMnO}_4$  в ОВР проявляет только окислительные свойства, которые зависят от рН среды, в которой протекает окислительно-восстановительная реакция. Наиболее сильные окислительные свойства  $\text{KMnO}_4$  проявляет в кислой среде, в которой он восстанавливается до  $\text{Mn}^{2+}$ . В нейтральной среде восстановление происходит до  $\text{Mn}^{4+}$ , при этом образуется нерастворимый  $\text{MnO}_2$ . В наименьшей степени окислительные свойства  $\text{KMnO}_4$  проявляет в щелочной среде, в которой он восстанавливается до  $\text{Mn}^{6+}$ , образуя манганат калия

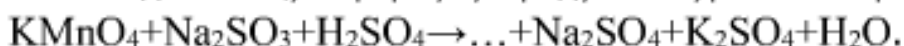


**1.1.** Проведите реакцию:



**1.2.** Опишите наблюдения.

**1.3.** Вставьте недостающую формулу продукта в уравнение реакции:

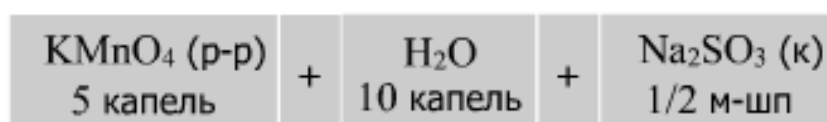


**1.4.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

**1.5.** Укажите окислитель и восстановитель.

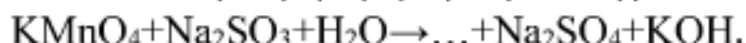
**1.6.** Укажите тип ОВР.

**1.7.** Проведите реакцию:



**1.8.** Опишите наблюдения.

**1.9.** Вставьте недостающую формулу продукта в уравнение реакции:

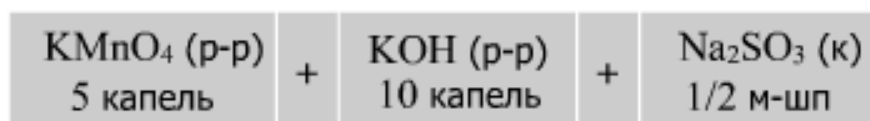


**1.10.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

**1.11.** Укажите окислитель и восстановитель.

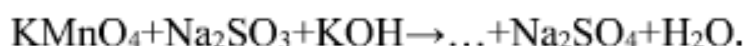
**1.12.** Укажите тип ОВР.

**1.13.** Проведите реакцию:



**1.14.** Опишите наблюдения.

**1.15.** Вставьте недостающую формулу продукта в уравнение реакции:



**1.16.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

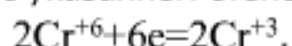
**1.17.** Укажите окислитель и восстановитель.

**1.18.** Укажите тип ОВР.

## Опыт 2. Окислительные свойства $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Дихромат калия является одним из самых распространенных окислителей. В ходе восстановления оранжевая окраска дихромата калия изменяется на ярко-зелёную, которая характерна для соединений  $\text{Cr}^{3+}$ .

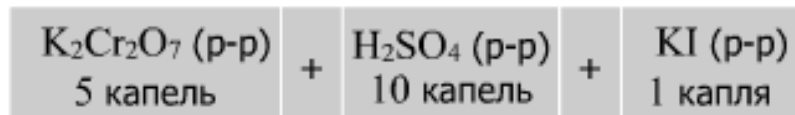
При уравнивании реакций с участием дихромата калия или подобных соединений, в состав которых входят 2 атома одного и того же элемента ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ), необходимо учитывать следующую особенность составления уравнений баланса. В уравнении электронного баланса записывается удвоенное число атомов данного элемента с указанием степени окисления, например:



Для простых веществ, молекулы которых состоят из двух атомов, уравнение записывается следующим образом:



**2.1.** Проведите реакцию:



**2.2.** Опишите наблюдения. Объясните изменение окраски раствора в ходе реакции.

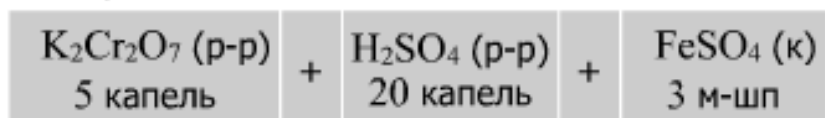
**2.3.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



**2.4.** Укажите окислитель и восстановитель.

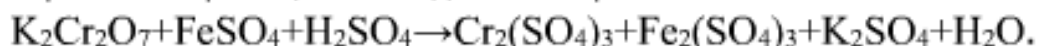
**2.5.** Укажите тип ОВР.

**2.6.** Проведите реакцию:



**2.7.** Опишите наблюдения.

**2.8.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



**2.9.** Укажите окислитель и восстановитель.

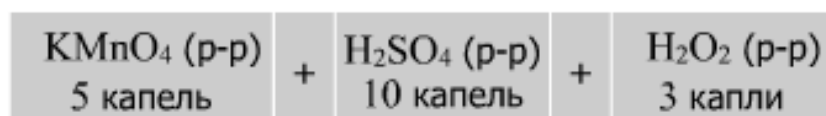
**2.10.** Укажите тип ОВР.

### **Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода**

В молекуле пероксида водорода атомы кислорода находятся в промежуточной, степени окисления  $-1$ . Поэтому  $\text{H}_2\text{O}_2$  может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. В ОВР пероксид водорода восстанавливается с образованием воды, процесс окисления  $\text{H}_2\text{O}_2$  приводит к образованию газообразного кислорода.

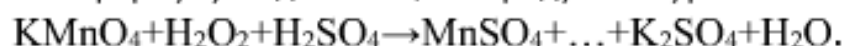
Окислительно-восстановительная активность  $\text{H}_2\text{O}_2$  зависит от его концентрации. Пероксид водорода в 20%-ном растворе является довольно сильным окислителем, в более разбавленных растворах окислительная активность  $\text{H}_2\text{O}_2$  уменьшаются, но в любом случае, пероксид водорода является более сильным окислителем, чем восстановителем. Восстановительные свойства пероксид проявляет по отношению к таким окислителям, как  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{PbO}_2$ .

**3.1.** Проведите реакцию:



**3.2.** Опишите наблюдения.

**3.3.** Вставьте формулу недостающего продукта в уравнение реакции:

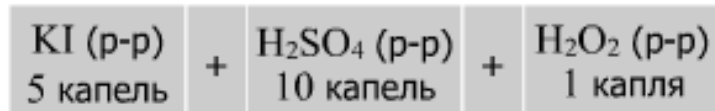


**3.4.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

**3.5.** Укажите окислитель и восстановитель.

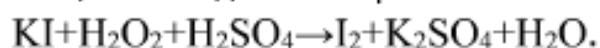
**3.6.** Укажите тип ОВР.

**3.7.** Проведите реакцию:



**3.8.** Опишите наблюдения.

**3.9.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



**3.10.** Укажите окислитель и восстановитель.

**3.11.** Укажите тип ОВР.

## Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления

### Опыт 4. Термическое разложение дихромата аммония

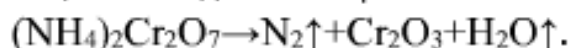
Примером реакции внутримолекулярного окисления-восстановления является термическое разложение дихромата аммония. В

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  азот находится в своей низшей степени окисления  $-3$ , а хром — в высшей  $+6$ . При нагревании дихромат аммония начинает интенсивно разлагаться, внешне процесс разложения напоминает извержение вулкана.

**4.1.** В фарфоровую чашку насыпьте горкой кристаллический дихромат аммония. В пламени спиртовки зажгите лучину и прикоснитесь к соли.

**4.2.** Опишите наблюдения.

**4.3.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



**4.4.** Укажите окислитель и восстановитель.

**4.5.** Укажите тип ОВР.

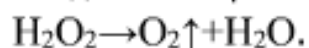
### **Реакции диспропорционирования**

#### **Опыт 5. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора**

**5.1.** Налейте раствор пероксида водорода в пробирку до половины её объема. Насыпьте несколько кристалликов  $\text{MnO}_2$ . Наблюдайте бурное выделение кислорода. Для того, чтобы доказать образование кислорода, внесите в пробирку тлеющую лучину.

**5.2.** Опишите наблюдения.

**5.3.** Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



**5.4.** Укажите окислитель и восстановитель.

**5.5.** Укажите тип ОВР.