

## Химические науки

УДК 372.854

Г.А. САВИН, А.Ю. РУМЯНЦЕВА, Е.Г. БИРЮКОВА  
(Волгоград)

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Представлены литературные данные об окислительно-восстановительных реакциях. Предложены простые, наглядные и легко воспроизводимые опыты учебно-исследовательского характера по окислению и восстановлению веществ. Этот материал может быть рекомендован учителям для практического применения в преподавании химии в школе.

Ключевые слова: окисление, восстановление, степень окисления, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительные реакции.

GENNADIY SAVIN, ARINA RUMYANTSEVA, HELEN BIRYUKOVA  
(Volgograd)

### REDOX REACTIONS

The literature data of redox reactions are presented. The simple, visual and easily reproducible experiments of educational and research nature on the oxidation and reduction of substances are proposed. This material can be recommended to teachers for practical use in teaching Chemistry at school.

Key words: oxidation, reduction, degree of oxidation, oxidizer, reducing agent, redox reactions.

**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)** являются одним из основных типов превращений химических веществ. Они характерны как для объектов неживой природы (химические процессы, происходящие в атмосфере, в водной среде, в земной коре), так и для живых организмов (биохимические реакции в живых клетках и их органоидах, тканях, органах). Кроме того, эти реакции лежат в основе важнейших процессов многих промышленных производств. Прежде всего, это относится к нефтехимической, химической отраслям промышленности, к черной и цветной металлургии, а также легкой, пищевой, фармацевтической промышленности. Таким образом, исследование окислительно-восстановительных реакций актуально и в наши дни так же, как актуально и приобретение знаний об этих процессах.

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, при которых атомы химических элементов в составе реагирующих веществ изменяют свои степени окисления. Из определения следует, что ключевым понятием при характеристике ОВР является понятие **«степень окисления»**. Под степенью окисления подразумевают условный (формальный, реально несуществующий) заряд, который мог возникнуть в случае полного смещения электронов ковалентной связи от одних атомов к другим. Он обозначается знаком (+) или (–) и числом над знаком элемента в формуле вещества, например:



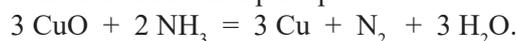
Степени окисления атомов элементов в ионных соединениях (с ионной связью и ионной кристаллической решеткой) численно равны зарядам ионов.

Самая высокая (наибольшая) степень окисления называется **высшей степенью окисления**. Она равна номеру группы, в которой находится элемент. Исключения составляют два самых активных элемента-неметалла: **фтор** (он находится в 7 группе): никогда не может иметь положительную степень

окисления, т. к. он всегда принимает электроны от других элементов и имеет степени окисления **0** ( $F_2$ ) и **-1** ( $HF$ ,  $AlF_3$  и др. его соединения); **кислород** (он находится в 6 группе): никогда не имеет высшую степень окисления +6, т. к. принимает электроны от других элементов, кроме фтора и имеет степени окисления: **-2** ( $H_2O$ ,  $Al_2O_3$  и др. оксиды, их гидроксиды  $NaOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  и др., а также соли); **-1** ( $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$  и другие пероксиды); **-0,5** ( $KO_2$  и другие надпероксиды); **0** ( $O_2$ ,  $O_3$ ); **+1** ( $O_2F_2$ ); **+2** ( $OF_2$ ).

Самая низкая (наименьшая) степень окисления называется **низшей степенью окисления**.

Название этих реакций говорит о том, что в них одновременно протекают два процесса: окисление одних веществ и восстановление других. То вещество, которое в результате реакции теряет электроны, называется **восстановителем**, а само при этом окисляется. Следовательно, **окисление** – это отдача электронов восстановителями. То вещество, которое в результате реакции приобретает электроны, называется **окислителем**, а само при этом восстанавливается. Следовательно, **восстановление** – это присоединение электронов окислителями. Например:



В этой ОВР оксид меди  $CuO$  – окислитель за счет  $Cu^{+2}$ , а аммиак  $NH_3$  – восстановитель за счет  $N^{-3}$ ; превращение оксида меди в медь  $Cu^0$  – процесс восстановления, а превращение аммиака в азот  $N_2^0$  – процесс окисления.



В этой ОВР хромат калия  $K_2CrO_4$  – окислитель за счет  $Cr^{+6}$ , а металлический цинк  $Zn^0$  – восстановитель; превращение хромата калия в комплексный хромит

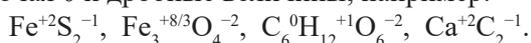
$K_3[Cr^{+3}(OH)_6]$  – процесс восстановления, а превращение цинка в комплексный цинкат  $K_2[Zn^{+2}(OH)_4]$  – процесс окисления.

В *высшей степени окисления* элемент *всегда окислитель*. В *низшей степени окисления* элемент *всегда восстановитель*. В среднем значении степени окисления элемент может выступать и окислителем (если он реагирует с восстановителем), и восстановителем (если он реагирует с окислителем). Все зависит от того, с каким веществом он вступает в ОВР. Рассмотрим пероксид водорода,  $H_2O_2$ : в нем кислород имеет среднее значение степени окисления –  $O^{-1}$ , поэтому он может и принять электрон (перейти в  $O^{-2}$ ), выступив окислителем, и отдать электрон (перейти в  $O^0$ ), выступив восстановителем. Если пероксид водорода  $H_2O_2$  реагирует с перманганатом калия  $KMnO_4$  (в нем марганец в высшей степени окисления  $Mn^{+7}$ , поэтому является окислителем!), то пероксид выступит восстановителем и превратится в  $O^0$  ( $O_2$ ). Если же пероксид водорода  $H_2O_2$  реагирует с йодоводородом  $HI$  (в нем йод в низшей степени окисления  $I^{-1}$ , поэтому является восстановителем!), то пероксид выступит окислителем и превратится в  $O^{-2}$  ( $H_2O$ ).

В том случае, когда оба реагирующих вещества имеют элементы в высших степенях окисления, например,  $KMn^{+7}O_4$  и  $HN^{+5}O_3$ , то ОВР между ними невозможна. То же самое справедливо для реагирующих веществ, имеющих элементы в низших степенях окисления, например,  $HI^{-1}$  и  $N^{-3}H_3$ : ОВР между ними невозможна! Хотя они могут реагировать друг с другом с образованием соли – йодида аммония:  $N^{-3}H_3 + HI^{-1} = N^{-3}H_4 I^{-1}$ , однако при этом не происходит изменение степеней окисления атомов элементов, что свидетельствует о том, что эта реакция не является ОВР.

Степень окисления элементов в простых веществах всегда равна нулю, например:  $H_2^0$ ,  $Cl_2^0$ ,  $O_2^0$ ,  $O_3^0$ ,  $P_4^0$ ,  $S_8^0$ ,  $Al^0$ ,  $Fe^0$ .

Степень окисления в сложных веществах (в соединениях) может принимать любые значения, включая 0 и дробные величины, например:



**Типичными окислителями являются:**

- перманганат калия (натрия),  $KMn^{+7}O_4$  ( $NaMn^{+7}O_4$ );
- дихромат калия (натрия)  $K_2Cr_2^{+6}O_7$  ( $Na_2Cr_2^{+6}O_7$ ) и хромат калия (натрия)  $K_2Cr^{+6}O_4$  ( $Na_2Cr^{+6}O_4$ );
- азотная кислота,  $HN^{+5}O_3$ ;

- концентрированная серная кислота,  $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ ;
- галогены и их соединения с положительной степенью окисления, например: хлор  $\text{Cl}_2^0$ , хлорноватистая кислота  $\text{HCl}^{+1}\text{O}$  и ее соли – гипохлориты, хлористая кислота  $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$  и ее соли – хлориты, хлорноватая кислота  $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$  и ее соли – хлораты, хлорная кислота  $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$  и ее соли – перхлораты;
- соединения *неактивных* металлов ( $\text{Cu}^{+2}$ ,  $\text{Hg}^{+2}$ ,  $\text{Ag}^{+1}$ ,  $\text{Au}^{+3}$ ,  $\text{Pt}^{+2}$ ), а также металлов средней активности в высокой степени окисления ( $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Pb}^{+4}$ ,  $\text{Bi}^{+5}$ ).

**Типичными восстановителями являются:**

- металлы, особенно – активные;
- сероводород  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$  и сульфиды  $\text{Na}_2\text{S}^{-2}$ ; а также дисероводород  $\text{H}_2\text{S}_2^{-1}$  и дисульфиды  $\text{FeS}_2^{-1}$ ;
- йодоводород  $\text{HI}^{-1}$  и йодиды  $\text{KI}^{-1}$  (в меньшей степени – бромоводород  $\text{HBr}^{-1}$  и бромиды  $\text{NaBr}^{-1}$ ; хлороводород  $\text{HCl}^{-1}$  и хлориды  $\text{KCl}^{-1}$ );
- неактивные неметаллы (водород  $\text{H}_2$ , углерод  $\text{C}$ , кремний  $\text{Si}$ , фосфор  $\text{P}$ ) и некоторые их соединения (монооксид углерода – угарный газ,  $\text{C}^{+2}\text{O}$ ; силан  $\text{Si}^{-4}\text{H}_4$ ; фосфин  $\text{P}^{-3}\text{H}_3$ ) [1].

Благодаря чему же происходит изменение степеней окисления? Это возможно только тогда, когда в результате взаимодействия реагентов электроны от одних атомов переходят к другим атомам. Здесь очень важно помнить правило: **число электронов, отданных восстановителем, всегда равно числу электронов, принятых окислителем**. На этом основаны методы расстановки коэффициентов в ОВР. Один из них – **метод электронного баланса**. Рассмотрим его на примере перманганата калия – одного из самых распространенных окислителей.

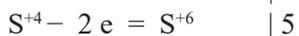
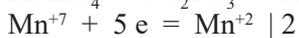
Перманганат калия восстанавливается в разные продукты. Все зависит от среды (кислая, нейтральная, щелочная). Так, **в кислой среде  $\text{Mn}^{+7}$  переходит в  $\text{Mn}^{+2}$** . Это легко объяснить: в кислой среде марганец как металл должен проявить основные свойства, которые, как известно, у металлов наблюдаются в невысокой степени окисления (+1, +2). Поскольку в качестве кислой среды применяют серную кислоту, то продуктом восстановления марганцовки будет сульфат марганца  $\text{MnSO}_4$ . В случае применения другой кислоты образуются другие соли.

Далее, **в нейтральной среде  $\text{Mn}^{+7}$  переходит в  $\text{Mn}^{+4}$** . Это тоже легко объяснить: в нейтральной среде марганец как металл должен проявить амфотерные свойства, которые, как известно, у металлов наблюдаются в средней степени окисления (+3, +4). Таким образом, в качестве продукта восстановления образуется диоксид марганца  $\text{MnO}_2$ .

Наконец, **в щелочной среде  $\text{Mn}^{+7}$  переходит в  $\text{Mn}^{+6}$** . Это также легко понять: в щелочной среде марганец как металл должен проявить кислотные свойства, которые, как известно, у металлов наблюдаются в высокой степени окисления (+5, +6, +7). Так, в качестве продукта восстановления образуется манганат калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  [2].

**Примеры ОВР с участием  $\text{KMnO}_4$ .**

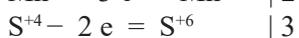
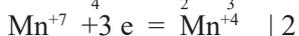
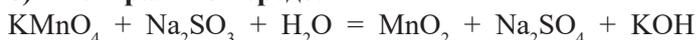
**а) в кислой среде:**



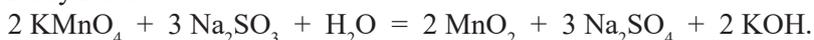
Получаем:



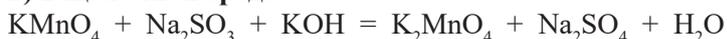
**б) в нейтральной среде:**

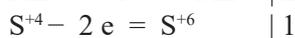
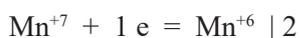


Получаем:

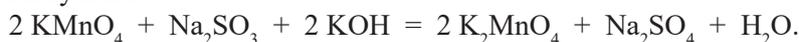


**в) в щелочной среде:**



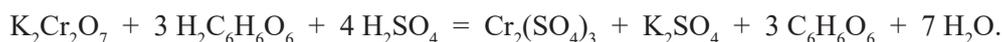


Получаем:



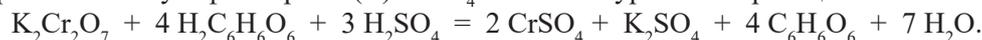
Важным аспектом преподавания химии является более широкое внедрение в учебный процесс химического эксперимента, использование которого повышает интерес к предмету, способствует лучшему пониманию изучаемого материала, облегчает усвоение знаний по химии, побуждает обучающихся к самостоятельному поиску химической информации. В связи со сказанным предлагаем новые опыты по ОВР, которые носят учебно-исследовательский характер. Эти опыты можно применять в дополнение к опытам, предусмотренным программой дисциплины [3].

*Опыт № 1.* Взаимодействие дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$  с аскорбиновой кислотой  $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$ . В опыте целесообразно использовать 3–5% водные растворы реагентов. Исходные вещества легкодоступны: дихромат – лабораторный реагент, аскорбиновую кислоту можно приобрести в аптеке. К 1–2 мл раствора дихромата калия добавляют 1–2 мл раствора серной кислоты. Затем к приготовленной смеси небольшими порциями добавляют раствор аскорбиновой кислоты и внимательно наблюдают за изменениями, происходящими в результате ОВР. А эти изменения следующие. Вначале оранжевая окраска дихромата меняется на зеленую окраску. Это свидетельствует о том, что продуктом восстановления дихромата является соединение  $\text{Cr}^{+3}$  – сульфат хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Уравнение реакции:

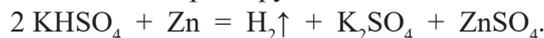


Аскорбиновая кислота при этом превращается в дегидроаскорбиновую кислоту  $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$ .

При дальнейшем добавлении раствора аскорбиновой кислоты наблюдают изменение зеленой окраски смеси на синюю. В литературных источниках находят, что синяя окраска характерна для солей  $\text{Cr}^{+2}$ . Отсюда вывод: в результате взаимодействия произошло более глубокое восстановление дихромата с образованием сульфата хрома (II)  $\text{CrSO}_4$ . Итоговое уравнение реакции:



*Опыт № 2.* Взаимодействие цинка с кислыми солями щелочных металлов. В качестве исходных веществ можно использовать легкодоступные гидрокарбонат натрия (пищевую соду)  $\text{NaHCO}_3$  и гидросульфат калия  $\text{KHSO}_4$ . К 2–3 мл растворов кислых солей добавляют по 1–2 гранулы металлического цинка. Наблюдают выделение газа при взаимодействии цинка с гидросульфатом калия. С гидрокарбонатом натрия реакция не идет. Анализ полученных результатов позволяет установить причину, которая заключается в характере диссоциации указанных солей. Гидрокарбонат натрия в воде распадается на катионы натрия  $\text{Na}^+$  и гидрокарбонат-ионы  $\text{HCO}_3^-$ , которые являются анионами слабого электролита (угольной кислоты) и далее не подвергаются диссоциации. По иному диссоциирует гидросульфат калия, образуя катионы калия  $\text{K}^+$  и гидросульфат-ионы  $\text{HSO}_4^-$ , которые являются анионами сильного электролита (серной кислоты) и далее подвергаются диссоциации с образованием катионов водорода  $\text{H}^+$  и сульфат-ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ . С ионами  $\text{H}^+$  и реагирует цинк в ОВР. Молекулярное уравнение реакции:



В заключении отметим, что предложенный материал по ОВР с успехом могут использовать как учителя химии при подготовке и проведении занятий, так и сами школьники для самостоятельного ознакомления с этими реакциями и углубления знаний о них. Этот материал также может быть полезным для студентов ссузов и вузов, изучающих химические дисциплины.

### Литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник / под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. 17-е изд. перераб. и доп. М.: Юрайт, 2010.
2. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Дроздов А.А. [и др.]. Химия. 11 класс. Углубленный уровень. / под ред. В.В. Лунина. М.: Дрофа, 2019.
3. Федеральная рабочая программа среднего общего образования. Химия для 10–11 классов образовательных организаций (углубленный уровень). М.: ФГБНУ Институт стратегии развития образования, 2023.