Окислительно-восстановительные реакции



ОВР – это такие реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов, образующих реагирующие и получающиеся вещества.

$$2H^{+1}Cl^{-1} + Zn^{0} = Zn^{+2}Cl_2^{-1} + H_2^{0}$$

$2H^{+1} + 2e \rightarrow H_2^{0}$ – восстановление, окислитель

$Zn^{0} - 2e \rightarrow Zn^{+2}$ – окисление,

ОВР – окислительно-восстановительные реакции

Реакции в которых происходит изменение степени окисления

$$Zn^{0} + 2H^{+1}Cl \rightarrow Zn^{+2}Cl_2 + H_2^{0}\uparrow$$

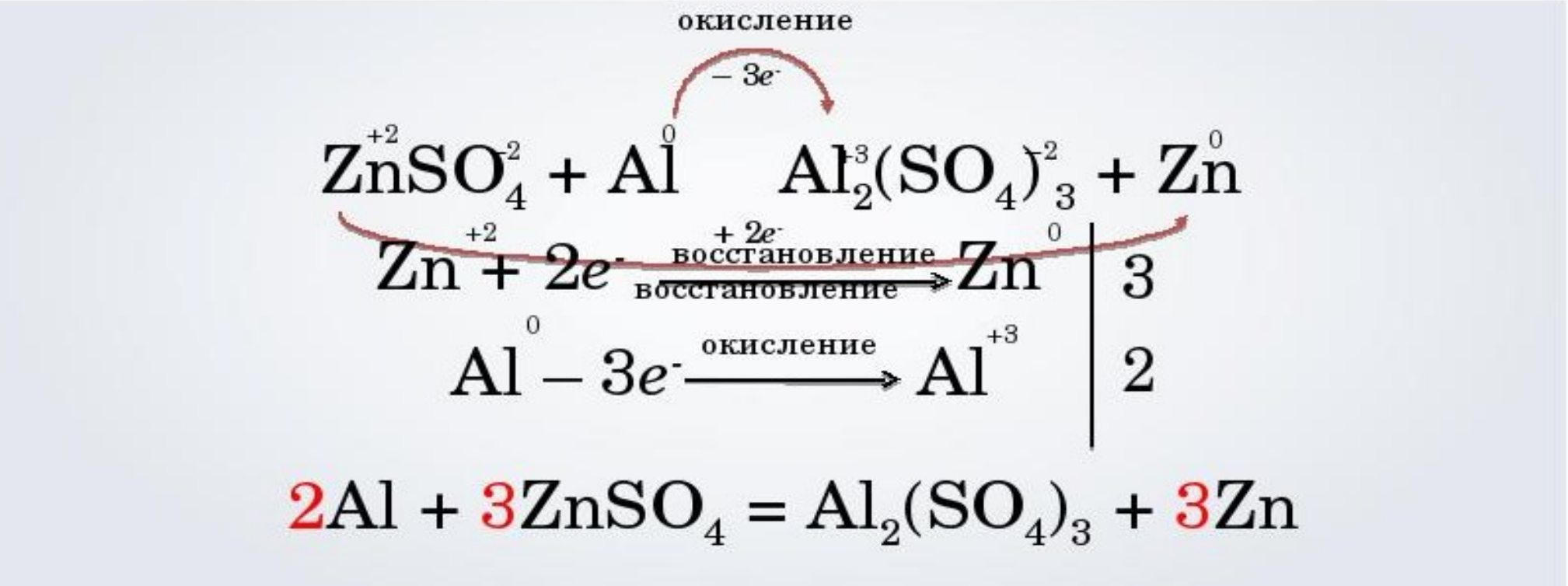
$Zn^{0} - 2e \rightarrow Zn^{+2}$

Восстановитель, окисляется, окисление

$2H^{+1} + 2e \rightarrow H_2^{0}$

Окислитель, восстанавливается, восстановление

Окислительно-восстановительные реакции



$Zn^{+2} + 2\,\bar{e} \rightarrow Zn^{0}$ (степень окисления понизилась => окислитель - $ZnSO_4$)

$Al^{0} - 3\,\bar{e} \rightarrow Al^{+3}$ (степень окисления повысилась => Al - восстановитель)

Окислители и восстановители

ОВР – это реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов.

Окислитель
это частица (атом, молекула или ион), которая **присоединяет** электроны. Степень окисления окислителя **уменьшается.** Идет процесс **восстановления**

Восстановитель
это частица (атом, молекула или ион), которая **отдает** электроны. Степень окисления восстановителя **увеличивается.** При этом протекает процесс **окисления**

Окислитель восстанавливается

Восстановитель окисляется

Например: $O_2^0 + 4e \rightarrow 2O^{2-}$

Например: $S^{2-} - 2e \rightarrow S^0$

Вещества

Типичные окислители

- Простые вещества-неметаллы, расположенные в верхнем правом углу ПСХЭ (F_2, O_2, Cl_2 и др.);
- вещества, содержащие элементы с высшей степенью окисления: кислоты (HNO_3), соли ($KMnO_4$) или оксиды (N_2O_5);
- соединения, содержащие катионы металлов, имеющих высокие степени окисления: Fe^{3+}, Au^{3+} и др.

Типичные восстановители

- Простые вещества-металлы, расположенные в левом нижнем углу ПСХЭ (Na, Ca и др.);
- вещества, в которых есть неметаллы с низшей или промежуточной степенью окисления (SO_2, KI, H_2S и др.);
- соединения, содержащие **металлы** (Sn^{2+}, Fe^{2+}, Cr^{2+}), которые могут повышать свою степень окисления.

И окислители, и восстановители

Вещества

Типичные окислители

- Простые вещества-неметаллы: фтор F_2, кислород O_2, озон O_3;
- Перманганат калия $KMnO_4$, манганат калия K_2MnO_4, оксид марганца (IV) MnO_2;
- Дихромат калия $K_2Cr_2O_7$, хромат калия K_2CrO_4;
- Азотная кислота HNO_3, конц. серная кислота H_2SO_4;
- Пероксид водорода H_2O_2;
- Оксид меди (II) CuO, оксид серебра (I) Ag_2O, оксид свинца (IV) PbO_2;
- Ионы тяжелых металлов (Ag^+, Au^{3+});
- Хлорид железа (III) $FeCl_3$;
- Гипохлориты, хлораты и перхлораты;
- «Царская водка»;
- Анод при электролизе.

Типичные восстановители

- Металлы, водород;
- Уголь, оксид углерода (II) CO;
- Сероводород H_2S, оксид серы (IV) SO_2, сернистая кислота H_2SO_3 и ее соли;
- Йодоводород HI, бромоводород HBr;
- Хлорид олова (II) $SnCl_2$, сульфат железа (II) $FeSO_4$, сульфат марганца (II) $MnSO_4$, сульфат хрома (III) $Cr_2(SO_4)_3$;
- Азотистая кислота HNO_2, аммиак NH_3, гидразин N_2H_4, оксид азота (II) NO;
- Фосфористая кислота H_3PO_3;
- Альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза;
- Катод при электролизе.

Окислительно-восстановительные реакции

Реакции, протекающие с изменением степени окисления, называются окислительно-восстановительными реакциями.

$$\overset{0}{Cu} + Hg\overset{+2}{(NO_3)_2} = \overset{0}{Hg} + Cu\overset{+2}{(NO_3)_2}$$

$Cu^{0} - 2e \rightarrow Cu^{+2}$ восстановитель, процесс окисления

$Hg^{+2} + 2e \rightarrow Hg^{0}$ окислитель, процесс восстановления

Классификация окислительно-восстановительных реакций

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

$$2Al^{0} + Fe^{+3}_{2}O_{3} \rightarrow Al^{+3}_{2}O_{3} + 2Fe^{0}$$

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

$$2\ NaN^{+5}O^{-2}_3 \rightarrow 2\ NaN^{+3}O_2 + O^0_2\uparrow$$

Это окислительно-восстановительная (редокс) реакция:

$N^{+5} + 2\ \bar{e} \rightarrow N^{+3}$ (восстановление)	2	2
$O^{-2} - 2x2\ \bar{e} \rightarrow 2\ O^0$ (окисление)	4	1

$$2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$$

$$Al^0 - 3\,e \xrightarrow{\text{окисление}} Al^{+3} \quad \Big| \; 2 \text{ восстановитель}$$

$$Cl_2^0 + 2\,e \xrightarrow{\text{восстановление}} 2\,Cl^- \quad \Big| \; 3 \text{ окислитель}$$

$$2H_2^0 + O_2^0 = 2H^{+1}_2O^{-2}$$

H_2^0 - 2e $\rightarrow$ 2 H^{+1} - процесс **окисления**,

H_2^0 - **восстановитель**

O_2^0 + 4e $\rightarrow$ 2O^{-2} – процесс **восстановления**,

O_2^0 – **окислитель**



- $2Cu^0 + O_2^0 \rightarrow 2Cu^{+2}O^{-2}$
- $Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{+2}$ | 4 | 2
- $O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$ | | 1

Cu^0 – восстановитель

O_2^0 – окислитель

$$Mg + Cl_2 = MgCl_2$$

$$Mg^0 + Cl_2^0 = Mg^{+2}Cl_2^{-1}$$

$Mg^0 - 2e \rightarrow Mg^{+2}$ - восстановитель (окисляется)

$Cl_2^0 + 2e \rightarrow 2Cl^{-1}$ – окислитель (восстанавливается)

Окислительно-восстановительные реакции

Диспропорционирование

Окислитель и восстановитель – **один и тот же элемент одного реагента** переходит в **разные продукты**

Например:

$3Br_2^0 + 6\ KOH \rightarrow 5KBr^- + KBr^{+5}O_3 + 3H_2O$

Репропорционирование

Окислитель и восстановитель – **один и тот же элемент** из **разных реагентов** переходит в **один продукт**

Например:

$2H_2S^{-2} + S^{+4}O_2 \rightarrow 3S^0 + 2H_2O$

Межмолекулярные

Окислитель и восстановитель – **разные элементы** из **разных реагентов** переходят в **разные продукты**

Например:

$2Al^0 + Fe^{+3}{}_2O_3 \rightarrow Al^{+3}{}_2O_3 + 2Fe^0$

Внутримолекулярные

Окислитель и восстановитель – разные элементы из **одного реагента** переходят в **разные продукты**

Например:

$2NaN^{+5}O^{-2}{}_3 \rightarrow 2NaN^{+3}O_2 + O^0{}_2$

Лабораторная работа
по теме: «Окислительно-восстановительные реакции»

Свойства окислителей

Вещества, содержащие элементы с максимальной степенью окисления ($KMnO_4$, K_2Cr_2O7, H_2SO_4 и др.) являются окислителями.

Реакция в кислой среде:

$\underline{2KMn^{+7}O_4} + 3H_2SO_4 + 5Na_2S^{+4}O_3 \rightarrow 2\underline{MnSO_4} + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$

бесцветный

$Mn^{+7} + 5\,\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$ | 10 | 2 $Э(Mn) = M/5$

$S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$ | | 5 $Э(S) = M/2$

$2\,Mn^{+7} + 5S^{+4} \rightarrow 2\,Mn^{+2} + 5S^{+6}$ суммарное ионное уравнение

Реакция в нейтральной среде:

$2KMn^{+7}O_4 + H_2O + 3Na_2SO_3 \rightarrow \underline{2Mn^{+4}O_2}\downarrow + 3Na_2SO_4 + 2KOH$

$Mn^{+7} + 3\ \bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$	6	2	окислитель
$S^{+4} - 2\ \bar{e} \rightarrow S^{+6}$		3	восстановитель

$2\ Mn^{+7} + 3S^{+4} \rightarrow 2\ Mn^{+4} + 3S^{+6}$ суммарное ионное уравнение

Э(Mn) =M/3

Э (S) = M/2

Реакция в щелочной среде:

$2KMnO_4 + 2NaOH + Na_2SO_3 \rightarrow \underline{K_2MnO_4}$ + $Na_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

манганат калия

$Mn^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow Mn^{+6}$	1	2	окислитель
$S^{+4} - 2\,\bar{e} \rightarrow S^{+6}$	2	1	восстановитель

$2\,Mn^{+7} + S^{+4} \rightarrow 2\,Mn^{+6} + S^{+6}$ суммарное ионное уравнение

Э(Mn) =M/1

Э (S) = M/2

В реакции $Cr_2O_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$ эквивалентная масса восстановителя равна:			
А. 152	Б. 50,6	В. 25,3	Г. 20,4

$$Cr_2O_3 + KClO_3 + 4KOH \longrightarrow 2K_2CrO_4 + KCl + 2H_2O$$

$Cr^{+3} - 3\bar{e} \longrightarrow Cr^{+6}$ 3 | 6 | 2 восстановитель (окисление)

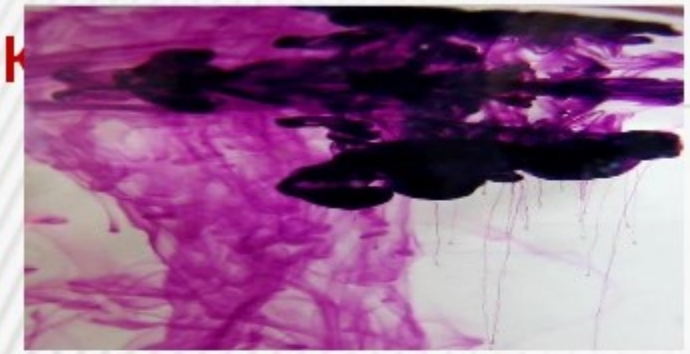
$Cl^{+5} + 6\bar{e} \longrightarrow Cl^{-}$ 6 | | 1 окислитель (восстановление)

$KClO_3$ является **окислителем**, *Cr_2O_3* является **восстановителем**.

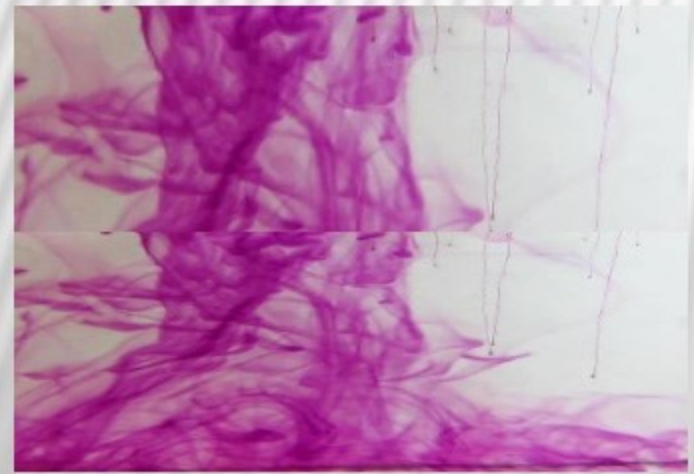
Перманганат-ион MnO^-_4 в <u>нейтральной</u> среде восстанавливается до			
А. Mn^0	Б. MnO_4^{2-}	В. $MnO_2\downarrow$	Г. Mn^{+2}

Соединения марганца (VII) – **сильные**

ок



MnO_4^-



H^+ → Mn^{2+}

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightarrow \mathbf{Mn^{2+}} + 4H_2O$

H_2O → MnO_2

$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightarrow \mathbf{MnO_2} + 4OH^-$

OH^- → MnO_4^{2-}

$MnO_4^- + 1e \rightarrow \mathbf{MnO_4^{2-}}$