

Лабораторная работа № 8

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна
(ФИО преподавателя)

- **Цель работы**
- Изучить протекание окислительно-восстановительных реакций, рассчитывая степень окисления окислителей и восстановителей, уравнивая соответствующие реакции методом электронного и ионного баланса. Исследовать зависимость окисления-восстановления от условий протекания процесса.
- **Содержание работы**
- а) Окисление сульфита натрия перманганатом калия в различных средах
- б) внутримолекулярное окисление – восстановление дихромата аммония
- в) Реакция диспропорционирования йода в щелочной среде.

Теоретические основы

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

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

Не стоит путать понятия - *степень окисления* и *валентность*. Валентность определяет число связей, образованных данным атомом. Поэтому валентность не имеет знака. Степень окисления (С.О.) может быть положительной, нулевой и отрицательной.

При определении степени окисления атомов в соединении, необходимо учитывать следующее:

1. Водород в подавляющем большинстве соединений (за исключением гидридов металлов NaH , KH , CaH_2 - она равна -1 и т.д.) проявляет степень окисления +1.
2. Кислород во всех соединениях (за исключением пероксидов H_2O_2 , BaO_2 и др. - она равна -1, и фторида кислорода OF_2 - она равна +2) обладает степенью окисления -2.
3. Степень окисления атомов в простом веществе равна нулю: H° , O° , Fe° , Zn° и др.
4. При подсчете степеней окисления атомов необходимо учитывать, что алгебраическая сумма всех степеней окисления в электронейтральной молекуле равна нулю. Например, подсчитаем степень окисления серы в серной кислоте H_2SO_4 . Сначала поставим известные нам степени окисления водорода и кислорода $\text{H}_2\text{SO}_4^{-2}$. Обозначив степень окисления серы через x , составим уравнение:

$$(+1) * 2 + x + (-2) * 4 = 0, \text{ отсюда } x = -2 + 8 = +6.$$

Следовательно, степень окисления серы в серной кислоте равна +6. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в ионе равняется заряду иона. Например, определим степень окисления серы в сульфат-ионе SO_4^{2-} :

$$x + (-2) * 4 = -2; \quad x = -2 + 8 = +6.$$

•

- **Окисление** – процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, степень окисления при этом повышается.

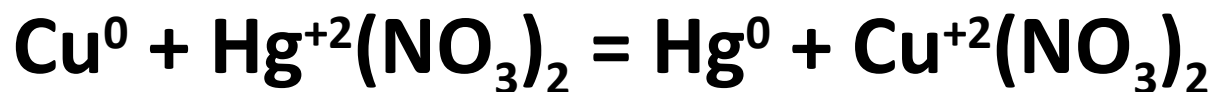


- **Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом, молекулой, ионом. Степень окисления при этом понижается.



- **Восстановители** – молекулы или ионы отдающие электроны, сами при этом восстановители окисляются.
- **Окислители** – молекулы или ионы, присоединяющие электроны, во время реакции окислители восстанавливаются.

Окисление и восстановление протекают одновременно.

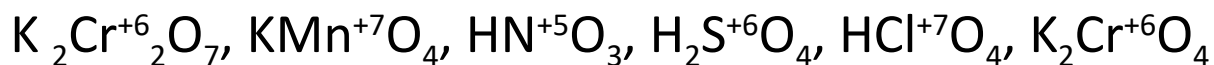


Восстановитель $\text{Cu}^0 - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{+2}$ процесс окисления

Окислитель $\text{Hg}^{+2} + 2\text{e}^- = \text{Hg}^0$ процесс восстановления

Окислители – к ним относятся те простые вещества, элементы которых обладают высокой электроотрицательностью, т.е. неметаллы, например, F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , S и т.д.

Из сложных веществ, роль окислителей играют те вещества, которые содержат атомы неметаллов, имеющие высокие степени окисления



Окислительные свойства, обуславливает не только атом с высокой степенью окисления, а весь анион. Ионы металлов и (водорода) также являются окислителями: Ag^+ , Au^{3+} , Cu^{2+} , H^+ , Fe^{3+} , и т.д.

Восстановители – относятся простые вещества, образованные элементами с низкой электроотрицательностью, т.е. все металлы и некоторые неметаллы (H_2 , B , C). Наиболее активный восстановитель – франций. Из сложных веществ относятся те, которые содержат атомы с низкими степенями окисления: $Fe^{+2}Cl_2$, $Cr_2^{+3}(SO_4)_3$, KCl^{-1} , H_2S^{-2} , $N^{-3}H_3$, $H_2S^{+4}O_3$.

В зависимости от степени окисления атомы являются окислителями или восстановителями. Только окислительными свойствами обладают атомы, имеющие в соединениях высшую степень окисления. Эти атомы существуют в виде элементарных ионов (H^+ , Hg^{+2} , Zn^{+2} и т.д.) и входят в состав сложных ионов: S^{6+} - в виде SO_4^{2-} , N^{+5} в ионе NO_3^- , Mn^{+7} - в ионе MnO_4^- и др. Из простых веществ только окислительными свойствами обладают F и O, атомы которых имеют наивысшую электроотрицательность. Только восстановительными свойствами обладают ионы типа (Cl^- , Br^- , I^- , Se^{2-} , Te^{2-}), а также атомы с низшей степенью окисления, входящие в состав более сложных группировок (N^{-3} в NH_3 , O^{2-} в H_2O , S^{-2} в H_2S и др.). Атомы, находящиеся в промежуточной степени окисления, могут выступать как в роли окислителей, так и восстановителей: N^{+3} - в HNO_2 ; N^{+2} - в NO ; N^+ - в N_2O ; N^0 - в N_2 ; N^{-3} - в NH_4OH ; S^{+4} - в SO_2 ; S^{+2} - в SO ; S^0 - в S_2 .

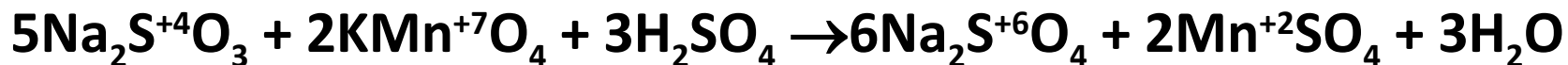
•

Ход работы

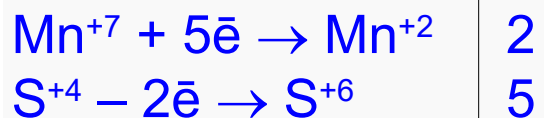
Опыт 1. Окисление сульфита натрия перманганатом калия в кислой среде

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия, такой же объем разбавленной 2н серной кислоты, а затем прибавляйте раствор сульфита натрия до полного обесцвечивания раствора. Какую степень окисления приобретает Mn в кислой среде?

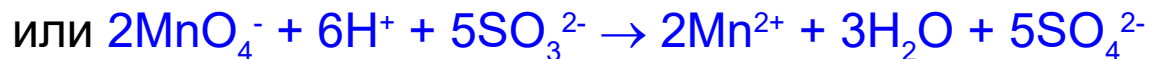
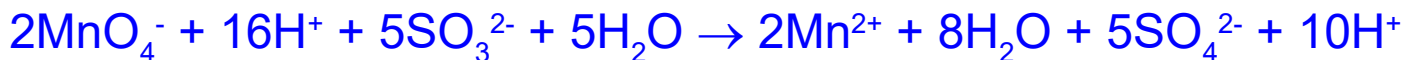
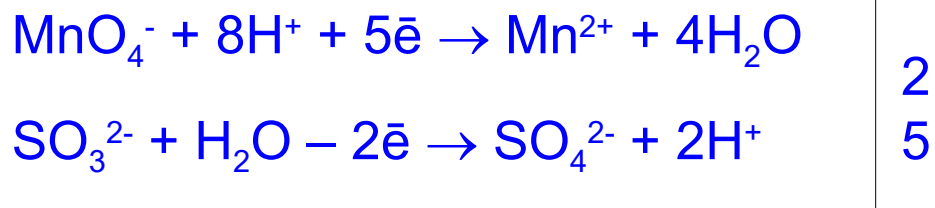
Реакции в кислой среде



электронный баланс



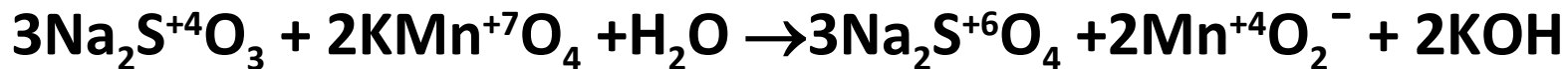
метод полуреакций



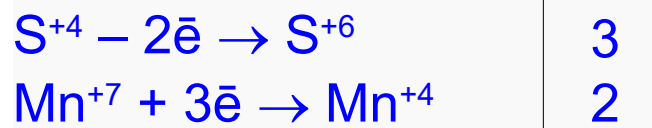
Фиолетовый раствор KMnO_4 обесцвечивается при добавлении раствора Na_2SO_3 .

Опыт 2. Окисление сульфита натрия перманганатом калия в нейтральной среде

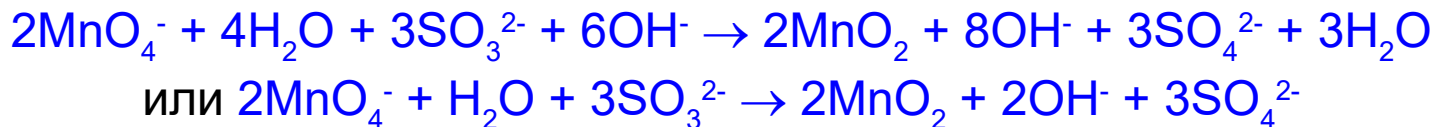
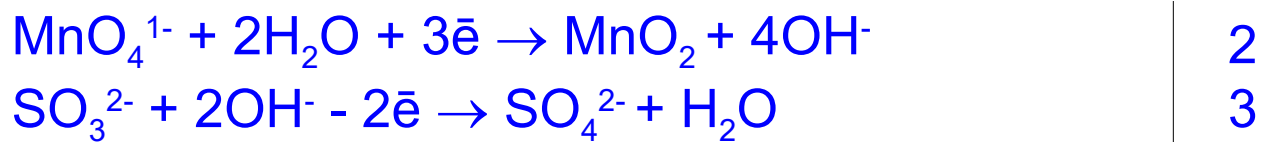
Налейте в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия и примерно такой же объем сульфита натрия. Как меняется в этом случае цвет раствора? Какое соединение выпало в осадок? Какая степень окисления марганца устойчива в нейтральной и слабощелочной среде?



электронный баланс



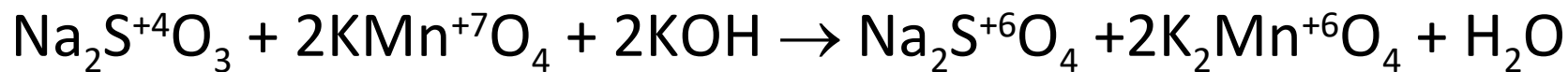
метод полуреакций:



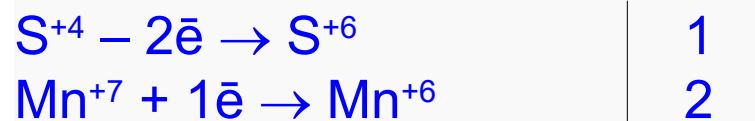
Фиолетовый раствор KMnO_4 после окончания реакции обесцвечивается и наблюдается выпадение бурого осадка.

Опыт 3. Окисление сульфита натрия перманганатом калия в щелочной среде

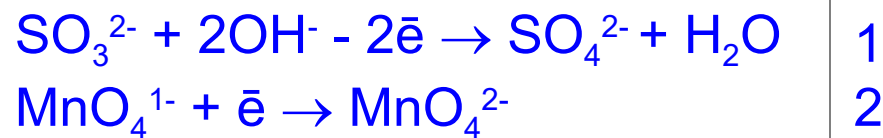
Налейте в пробирку 3-4 капли концентрированного раствора гидроксида натрия или калия, такой же объем сульфита натрия, а затем 2-3 капли раствора перманганата калия. Как изменилась окраска раствора? Какой ион придает раствору такую окраску?



электронный баланс



метод полуреакций:



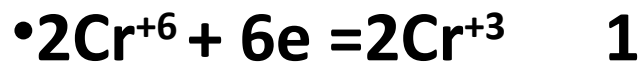
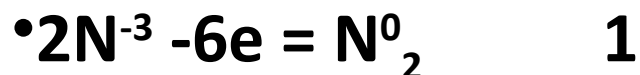
Фиолетовый раствор KMnO_4 превращается в зеленоватый раствор K_2MnO_4 .

Опыт 4. Внутримолекулярное окисление-восстановление дихромата аммония

Поместите в сухую пробирку 2-3 кристаллика микрошпателем дихромата аммония и нагрейте до начала реакции, после чего прекратите нагревание. Обратите внимание на особенности протекания реакции и ее продукты: газообразные – азот и пары воды и твердый – полтораоксид хрома. Напишите уравнение реакции и укажите окислитель и восстановитель.



• Cr^{+6} - окислитель; N^{-3} - восстановитель.

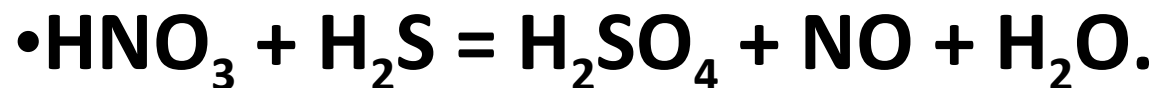


Опыт 5. Реакция диспропорционирования йода в щелочной среде.

В пробирку положить 1-2 кристалликов йода и добавить 1-2 мл гидроксида натрия. Как изменится цвет раствора? В щелочной среде для всех галогенов, исключая фтор, характерны реакции диспропорционирования, что в данном случае приводит к образованию йодата и йодида натрия

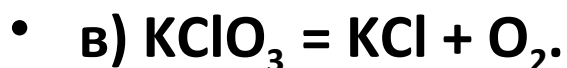
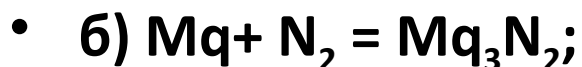
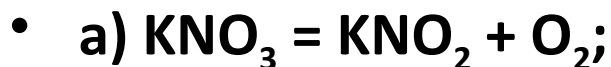


Пример 1. Какие соединения и простые вещества могут проявлять только окислительные свойства? Выберите такие вещества из предложенного перечня: NH_3 , CO , SO_2 , K_2MnO_4 , Cl_2 , HNO_2 . Составьте уравнение электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

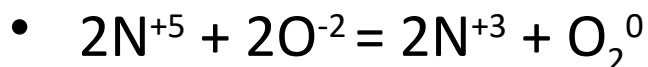
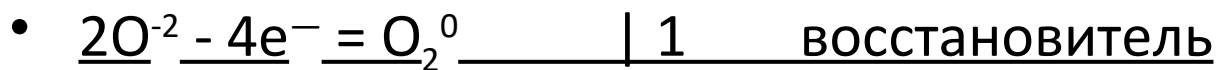
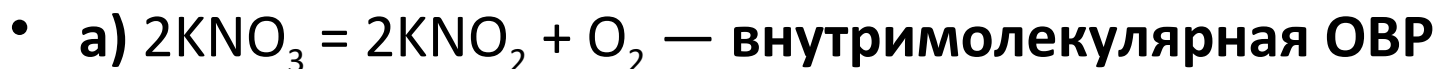


- Из предложенного списка соединений, нет веществ, которые обладали бы только окислительными свойствами, т.к. все они находятся в промежуточной степени окисления.
- Наиболее сильный окислитель из них – Cl_2 , но в реакциях с более электроотрицательными атомами будет проявлять восстановительные свойства.
-
- N^{-3}H_3 , C^{+2}O , S^{+4}O_2 , $\text{K}_2\text{Mn}^{+6}\text{O}_4$, Cl^0_2 , HN^{+3}O_2
- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
- Составим **электронные уравнения**:
- $\text{N}^{+5} + 3\text{e}^- = \text{N}^{+2} \quad | \quad 8 \quad \text{окислитель}$
- $\text{S}^{-2} - 8\text{e}^- = \text{S}^{+6} \quad | \quad 3 \quad \text{восстановитель}$

- **Пример 2. Какие из приведенных реакций являются внутримолекулярными? Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите восстановитель, окислитель.**



- В реакциях
внутримолекулярного окисления-восстановления
 перемещение электронов происходит внутри одного соединения, т.е. и окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же сложного вещества (молекулы)



- **б) $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$ — межмолекулярная ОВР**

- $\text{N}_2 + 6\text{e}^- = 2\text{N}^{-3}$ | 2 | 1 окислитель

- $\text{Mg}^0 - 2\text{e}^- = \text{Mg}^{+2}$ | 6 | 3 восстановитель

- $\text{N}_2 + 3\text{Mg}^0 = 2\text{N}^{-3} + 3\text{Mg}^{+2}$

- **в) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ — внутримолекулярная ОВР**

- $\text{Cl}^{+5} + 6\text{e}^- = \text{Cl}^-$ | 4 | 2 окислитель

- $2\text{O}^{-2} - 4\text{e}^- = \text{O}_2^0$ | 6 | 3 восстановитель

- $2\text{Cl}^{+5} + 6\text{O}^{-2} = 2\text{Cl}^- + 3\text{O}_2^0$