Окислительно-восстановительные реакции. 11 класс

Понятие окислительно-восстановительных реакций

Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются ***окислительно-восстановительными***

Окисление - процесс *отдачи* электронов атомом, молекулой или ионом.

- Атом превращается в положительно заряженный ион:

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

- отрицательно заряженный ион становится нейтральным атомом:

$$2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2^0$$

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

- Величина положительно заряженного иона (атома) увеличивается соответственно числу отданных электронов:

$$Fe^{2+} - 1e \rightarrow Fe^{3+}$$

$$Mn^{+2} - 2e \rightarrow Mn^{+4}$$

Восстановление - процесс *присоединения* электронов атомом, молекулой или ионом.

- Атом превращается в отрицательно заряженный ион

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

$$Br^0 + e \rightarrow Br^-$$

- Величина положительно заряженного иона (атома) уменьшается соответственно числу присоединенных электронов: $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$

$$S^{+6} + 2e \rightarrow S^{+4}$$

– или он может перейти в нейтральный атом:

$$H^+ + e \rightarrow H^0$$

$$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$$

Восстановители - атомы, молекулы или ионы, *отдающие* электроны. Они в процессе ОВР **окисляются**

Типичные восстановители:

- атомы металлов с большими атомными радиусами (I-A, II-A группы), а так же Fe, Al, Zn
- простые вещества-неметаллы: водород, углерод, бор;
- отрицательно заряженные ионы: Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}, N^{-3}. Не являются восстановителем фторид- ионы F^-.
- ионы металлов в низшей с.о.: Fe^{2+},Cu^+,Mn^{2+},Cr^{3+};
- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с промежуточной с.о.: SO_3^{2-}, NO_2^-; CO, MnO_2 и др.

Окислители - атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Они в процессе ОВР **восстанавливаются**

Типичные окислители:

- атомы неметаллов VII-A, VI-A, V-A группы в составе простых веществ
- ионы металлов в высшей с.о.:

Cu^{2+}, Fe^{3+},Ag^{+} …

- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с высшей и высокой с.о.: SO_4^{2-}, NO_3^{-}, MnO_4^{-}, ClO_3^{-}, $Cr_2O_7^{2-}$, SO_3, MnO_2 и др.

- На проявление окислительно-восстановительных свойств влияет такой фактор, как устойчивость молекулы или иона. Чем прочнее частица, тем в меньшей степени она проявляет окислительно-восстановительные свойства

- Например, азот имеет высокую электроотрицательность и мог бы быть сильным окислителем в виде простого вещества, но в его молекуле тройная связь, молекула очень устойчивая, азот химически пассивен.

- Или HCLO более сильный окислитель в растворе, чем $HCLO_4$, так как HCLO – менее устойчивая кислота.

- Если химический элемент находится в промежуточной степени окисления, то он проявляет свойства и окислителя, и восстановителя.

Степени окисления серы: -2,0,+4,+6

- H_2S^{-2} - восстановитель
- $2H_2S+3O_2=2H_2O+2SO_2$
- $S^0, S^{+4}O_2$ – окислитель и восстановитель
- $S+O_2=SO_2$ (восстановитель) $2SO_2+O_2=2SO_3$
- $S+2Na=Na_2S$ (окислитель) $SO_2+2H_2S=3S+2H_2O$
- $H_2S^{+6}O_4$ - окислитель
- $Cu+2H_2SO_4=CuSO_4+SO_2+2H_2O$

Определение степеней окисления атомов химических элементов

- С.о. атомов х/э в составе простого вущества = 0
- Алгебраическая сумма с.о. всех элементов в составе иона равна заряду иона
- Алгебраическая сумма с.о. всех элементов в составе сложного вещества равна 0.

$$K^{+1}\ Mn^{+7}\ O_4^{-2}$$

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

Классификация окислительно-восстановительных реакций

- Реакции межмолекулярного окисления

$$2Al^{0} + 3Cl_2^{0} \rightarrow 2Al^{+3}Cl_3^{-1}$$

- Реакции внутримолекулярного окисления

$$2KCl^{+5}O_3^{-2} \rightarrow 2KCl^{-1} + 3O_2^{0}$$

- Реакции диспропорционирования, дисмутации (самоокисления-самовосстановления):

$$3Cl_2^{0} + 6KOH_{(гор.)} \rightarrow KCl^{+5}O_3 + 5KCl^{-1} + 3H_2O$$

$$2N^{+4}O_2 + H_2O \rightarrow HN^{+3}O_2 + HN^{+5}O_3$$

Это полезно знать

- Степени окисления элементов в составе аниона соли такие же, как и в кислоте, например: $(NH_4)_2Cr_2^{+6}O_7$ и $H_2Cr_2^{+6}O_7$
- Степень окисления кислорода в пероксидах равна -1
- Степень окисления серы в некоторых сульфидах равна -1, например: FeS_2
- Фтор- единственный неметалл, не имеющий в соединениях положительной степени окисления
- В соединениях NH_3, CH_4 и др. знак электроположительного элемента водорода на втором месте

Окислительные свойства концентрированной серной кислоты

Продукты восстановления серы:

- H_2SO_4 + оч.акт. металл (Mg, Li, Na…) → H_2S
- H_2SO_4 + акт. металл (Mn, Fe, Zn…) → S
- H_2SO_4 + неакт. металл (Cu, Ag, Sb…) → SO_2
- H_2SO_4 + HBr → SO_2
- H_2SO_4 + неметаллы (C, P, S…) → SO_2

Примечание: часто возможно образование смеси этих продуктов в различных пропорциях

Продукты восстановления перманганат – иона в различных средах

Среда	Продукт	Признак реакции
кислая	Mn^{2+} (соль)	бесцветный раствор
щелочная	MnO_4^{2-} (манганат-ион)	фиолетовый раствор
нейтральная	MnO_2	бурый осадок

Пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях

Среда раствора	Окисление (H_2O_2-восстановитель)	Восстановление (H_2O_2-окислитель)
кислая	$H_2O_2 - 2e \rightarrow O_2 + 2H^+$ $(O_2^{-2} - 2e \rightarrow O_2^0)$	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightarrow 2H_2O$ $(O_2^{-2} + 2e \rightarrow 2O^{-2})$
щелочная	$H_2O_2 + 2OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O$ $(O_2^{-2} - 2e \rightarrow O_2^0)$	$H_2O_2 + 2e \rightarrow 2OH^-$ $(O_2^{-2} + 2e \rightarrow 2O^{-2})$
нейтральная	$H_2O_2 - 2e \rightarrow O_2 + 2H^+$ $(O_2^{-2} - 2e \rightarrow O_2^0)$	$H_2O_2 + 2e \rightarrow 2OH^-$ $(O_2^{-2} + 2e \rightarrow 2O^{-2})$

Азотная кислота в окислительно-восстановительных реакциях

Продукты восстановления азота:

- Концентрированная HNO_3: $N^{+5} + 1e \rightarrow N^{+4}$ (NO_2)
  (Ni, Cu, Ag, Hg; C, S, P, As, Se); пассивирует Fe, Al, Cr
- Разбавленная HNO_3: $N^{+5} + 3e \rightarrow N^{+2}$ (NO)
  (Металлы в ЭХРНМ Al …Cu; неметаллы S, P, As, Se)
- Разбавленная HNO_3: $N^{+5} + 4e \rightarrow N^{+1}$ (N_2O) Ca, Mg, Zn
- Разбавленная HNO_3: $N^{+5} + 5e \rightarrow N^{0}$ (N_2)
- Очень разбавленная: $N^{+5} + 8e \rightarrow N^{-3}$ (NH_4NO_3)
  (активные металлы в ЭХРНМ до Al)

Значение ОВР

- ОВР чрезвычайно распространены. С ними связаны процессы обмена веществ в живых организмах, дыхание, гниение, брожение, фотосинтез. ОВР обеспечивают круговорот веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, коррозии и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи, кислоты и другие ценные химические вещества. ОВР лежат в основе преобразования энергии взаимодействующих химических веществ в эклектическую энергию в аккумуляторах гальванических элементах.