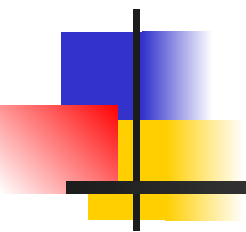


Окислительно-восстановительные реакции. 11 класс





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:



- отрицательно заряженный ион становится нейтральным атомом:

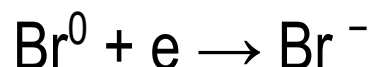


- Величина положительно заряженного иона (атома) увеличивается соответственно числу отданных электронов:



Восстановление - процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

- Атом превращается в отрицательно заряженный ион

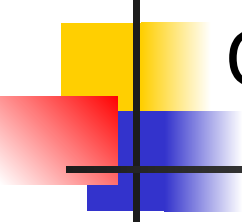


- Величина положительно заряженного иона (атома) уменьшается соответственно числу присоединенных электронов:



- или он может перейти в нейтральный атом:

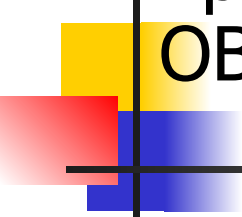




Восстановители - атомы, молекулы или ионы, *отдающие* электроны. Они в процессе ОВР **окисляются**

Типичные восстановители:

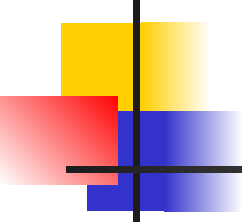
- атомы металлов с большими атомными радиусами (I-A, II-A группы), а так же Fe, Al, Zn
- простые вещества-неметаллы: водород, углерод, бор;
- отрицательно заряженные ионы: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , N^{3-} . Не являются восстановителем фторид- ионы F^- .
- ионы металлов в низшей с.о.: Fe^{2+} , Cu^+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

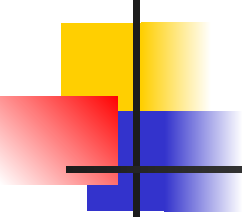


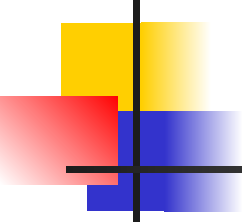
Окислители - атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Они в процессе ОВР **восстанавливаются**

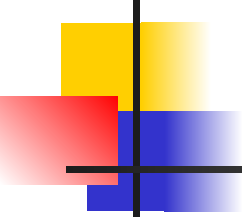
Типичные окислители:

- 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^{-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, 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.

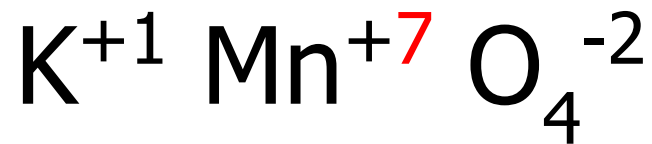
- 
-
- Если химический элемент находится в промежуточной степени окисления, то он проявляет свойства и окислителя, и восстановителя.

Степени окисления серы: -2,0,+4,+6

- H_2S^{-2} - восстановитель
- $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
- $\text{S}^0, \text{S}^{+4}\text{O}_2$ – окислитель и восстановитель
- $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$
(восстановитель)
- $\text{S} + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{S}$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
(окислитель)
- $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ - окислитель
- $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Определение степеней окисления атомов химических элементов

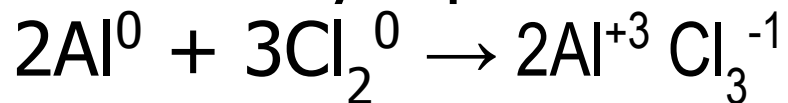
- С.о. атомов х/э в составе простого вещества = 0
- Алгебраическая сумма с.о. всех элементов в составе иона равна заряду иона
- Алгебраическая сумма с.о. всех элементов в составе сложного вещества равна 0.



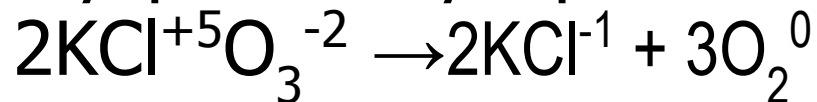
$$1+x+4(-2)=0$$

Классификация окислительно-восстановительных реакций

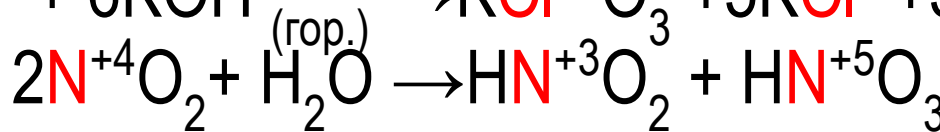
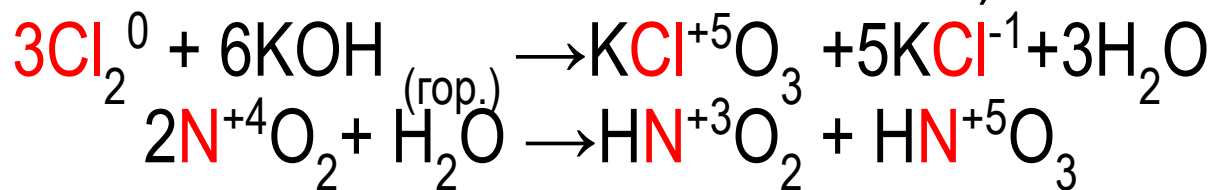
- Реакции межмолекулярного окисления



- Реакции внутримолекулярного окисления



- Реакции диспропорционирования, дисмутации (самоокисления-самовосстановления):





Это полезно знать

- Степени окисления элементов в составе аниона соли такие же, как и в кислоте, например: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$ и $\text{H}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$
- 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

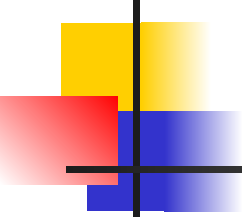


Окислительные свойства концентрированной серной кислоты

Продукты восстановления серы:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{оч. акт. металл (Mg, Li, Na...)} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{акт. металл (Mn, Fe, Zn...)} \rightarrow \text{S}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{не акт. металл (Cu, Ag, Sb...)} \rightarrow \text{SO}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{SO}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{неметаллы (C, P, S...)} \rightarrow \text{SO}_2$

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 ₂ O ₂ -восстановитель)	Восстановление (H ₂ O ₂ -окислитель)
кислая	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$ $(\text{O}_2^{-2} - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0)$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{O}_2^{-2} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2})$
щелочная	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{O}_2^{-2} - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0)$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$ $(\text{O}_2^{-2} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2})$
нейтральная	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$ $(\text{O}_2^{-2} - 2\text{e} \rightarrow \text{O}_2^0)$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$ $(\text{O}_2^{-2} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2})$



Азотная кислота в окислительно-восстановительных реакциях

Продукты восстановления азота:

- Концентрированная HNO_3 : $\text{N}^{+5} + 1\text{e} \rightarrow \text{N}^{+4} (\text{NO}_2)$
(Ni, Cu, Ag, Hg; **C, S, P, As, Se**); пассивирует Fe, Al, Cr
- Разбавленная HNO_3 : $\text{N}^{+5} + 3\text{e} \rightarrow \text{N}^{+2} (\text{NO})$
(Металлы в ЭХРМ Al ...Cu; неметаллы **S, P, As, Se**)
- Разбавленная HNO_3 : $\text{N}^{+5} + 4\text{e} \rightarrow \text{N}^{+1} (\text{N}_2\text{O})$ Ca, Mg, Zn
- Разбавленная HNO_3 : $\text{N}^{+5} + 5\text{e} \rightarrow \text{N}^0 (\text{N}_2)$
- Очень разбавленная: $\text{N}^{+5} + 8\text{e} \rightarrow \text{N}^{-3} (\text{NH}_4\text{NO}_3)$
(активные металлы в ЭХРМ 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.