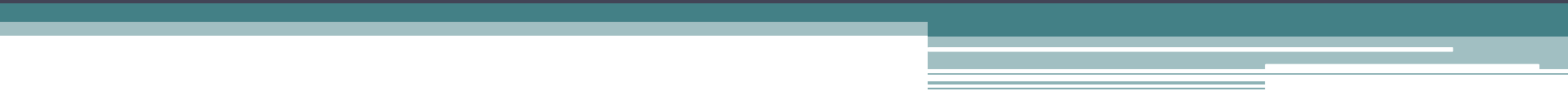
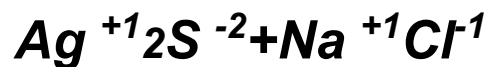


Окислительно- восстановительные реакции



Классификация реакций

Протекающие без
изменения степени
окисления



Окислительно-
восстановительные
реакции



Понятие окислительно-восстановительных реакций

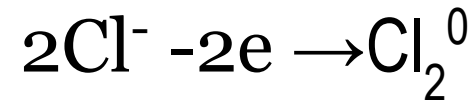
Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**

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

- Атом превращается в положительно заряженный ион:



- отрицательно заряженный ион становится нейтральным атомом:

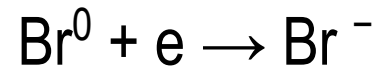


- Величина положительно заряженного иона (атома) увеличивается соответственно числу отданных электронов:



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

- Атом превращается в отрицательно заряженный ион

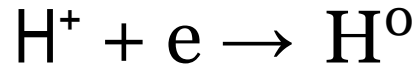


- Величина положительно заряженного иона (атома) уменьшается соответственно числу

присоединенных электронов: $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$



- 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.

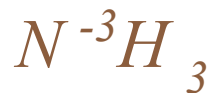
Восстановители

□ Простые вещества металлы могут быть только восстановителями.

В периодах с возрастанием атомного номера восстановительные свойства элементов ослабевают.

В главных подгруппах с увеличением атомного номера восстановительные свойства возрастают.

□ Сложные вещества являются восстановителями, если в их составе содержатся атомы элемента в минимальной степени окисления.

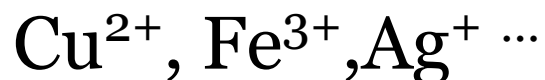


Окислители - атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Они в процессе ОВР **восстанавливаются**

Типичные окислители:

- атомы неметаллов VII-A, VI-A, V-A группы в составе простых веществ

- ионы металлов в высшей с.о.:



- 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.

Окислители

□ Простые вещества являющиеся только окислителями – это фтор и кислород (кроме реакции со фтором).

В периодах с возрастанием атомного номера окислительные свойства усиливаются.

В главных подгруппах с возрастанием атомного номера окислительные свойства ослабевают.

□ Сложные вещества являются окислителями, если в их состав входят атомы элементов в высшей степени окисления.



- 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.

Различают:

минимальную (низшую) степень окисления



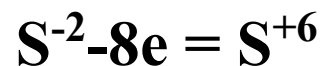
промежуточную степень окисления



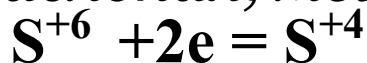
максимальную (высшую) степень окисления



□ *Атом, находящийся в минимальной степени окисления, может быть только восстановителем.*



□ *Атом, находящийся в максимальной степени окисления, может быть только окислителем.*

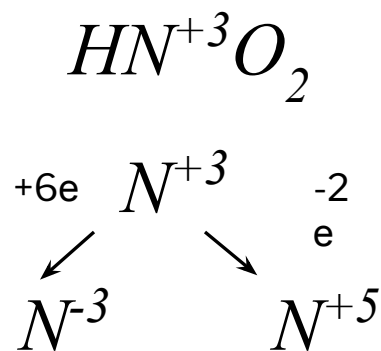
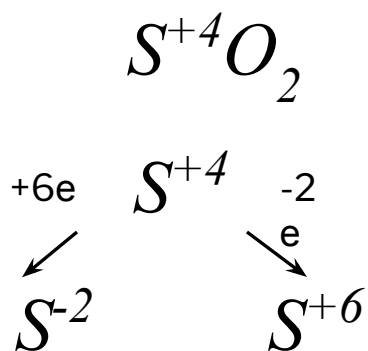


□ *Атом, находящийся в промежуточной степени окисления может быть как восстановителем, так и окислителем.*



Окислительно-восстановительная двойственность

- *Вещества, содержащие в составе атомы элементов в промежуточной степени окисления, способны проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.*

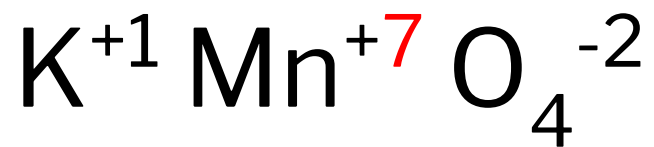


Степени окисления серы: -2,0,+4,+6

- 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

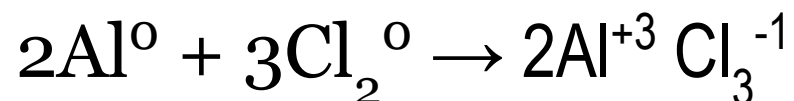
- С.о. атомов х/э в составе простого вещества = 0
- Алгебраическая сумма с.о. всех элементов в составе иона равна заряду иона
- Алгебраическая сумма с.о. всех элементов в составе сложного вещества равна 0.



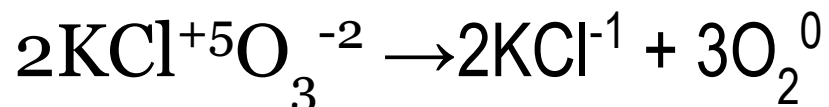
$$1+x+4(-2)=0$$

Классификация окислительно-восстановительных реакций

- Реакции межмолекулярного окисления

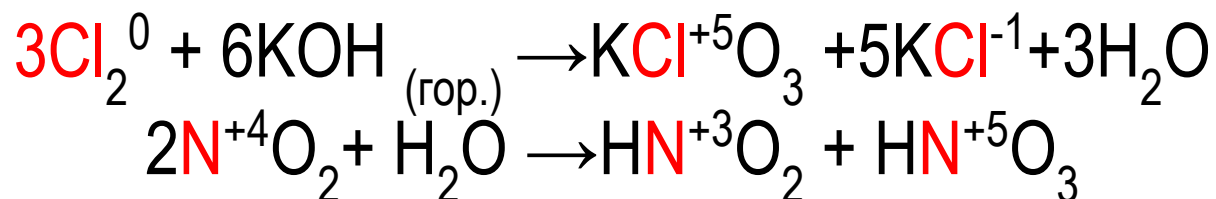


- Реакции внутримолекулярного окисления



- 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

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)

Составление уравнений ОВР

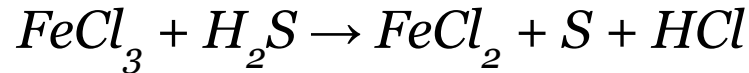
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций наиболее часто используют **метод электронного баланса** и **метод ионно-электронного баланса** (или **метод полуреакций**).

Метод электронного баланса используют для составления уравнений простых **окислительно-восстановительных реакций**.

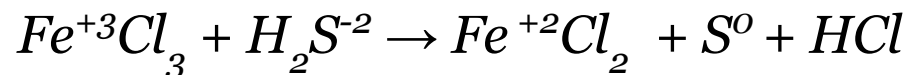
Общее число электронов, отданных восстановителем должно равняться общему числу электронов, принятых окислителем.

Подсчет числа перешедших электронов лежит в основе составления уравнений **ОВР**.

1. Запишем формулы исходных веществ и продуктов реакции:

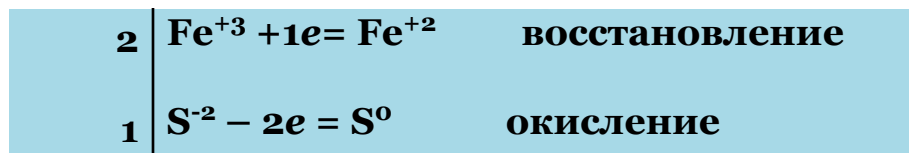


2. Определим, какое вещество является окислителем, а какое восстановителем и их степени окисления до и после реакции.

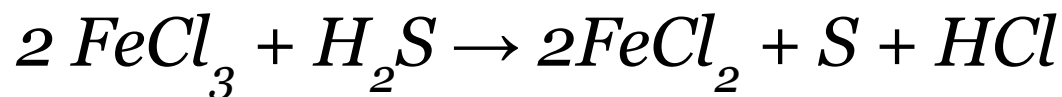


Хлорид железа(III) выполняет роль окислителя. Сероводород является восстановителем.

3. Составим электронные уравнения, выражающие процессы окисления и восстановления. По изменению **степеней окисления** определим число электронов, отдаваемых восстановителем, и число электронов, принимаемых окислителем:



4. Множители электронного баланса запишем в уравнение **окислительно-восстановительной реакции** как основные **стехиометрические коэффициенты**:



5. Подберем **стехиометрические коэффициенты** остальных участников реакции, перейдем от схемы к уравнению реакции (ставим знак равенства вместо стрелки).



6. Проверим правильность написания путем подсчета атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения реакции.

Ионно-электронный метод

Достоинства метода

- В нем применяются не гипотетические ионы, а реально существующие (не Mn^{7+} , а MnO_4^-)
- Видна роль среды как активного участника всего процесса
- Не нужно знать все получающиеся в результате реакции вещества, они появляются в уравнении реакции при выводе его

Ионно-электронный метод

Избыток ионов O^{2-} связывается:

- в кислой среде – ионами H^+



- в нейтральной или щелочной средах – молекулами H_2O или гидроксид-ионами OH^-



Влияние некоторых факторов на характер протекания реакции

Степень окисления элемента в продуктах реакции зависит от условия проведения этой реакции:

- от силы окислителя и восстановителя
- от концентрации окислителя и восстановителя
- от характера среды (кислотности раствора)
- от температуры

Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H^+)



Нейтральная среда (H_2O)



Щелочная среда (OH^-)



Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H^+)



Нейтральная среда (H_2O)



Щелочная среда (OH^-)



Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H⁺)
Cr⁺⁶ (K₂Cr₂O₇)
(раствор оранжевого цвета)

Щелочная среда (OH⁻)
Cr⁺⁶ (K₂CrO₄)
(раствор желтого цвета)

Влияние среды на изменение степеней окисления атомов химических элементов



Кислая среда (H^+)



Нейтральная, щелочная среды



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.