

Същност на окислително-редукционните процеси

В зависимост от степента на окисление на един химичен елемент в даден процес химичните реакции биват два вида: реакции, които протичат без промяна в степента на окисление и реакции, при които степента на окисление на елемента се променя - окислително-редукционни

I. Окислително-редукционни процеси, разгледани на класическо ниво

Исторически понятието окислително-редукционни процеси е възникнало при изучаване на реакциите, в които участват атоми на химичния елемент кислород:



В това взаимодействие медта се окислява, а кислородът е окислител.

При взаимодействие на CuO с H₂ се получават вода и мед:



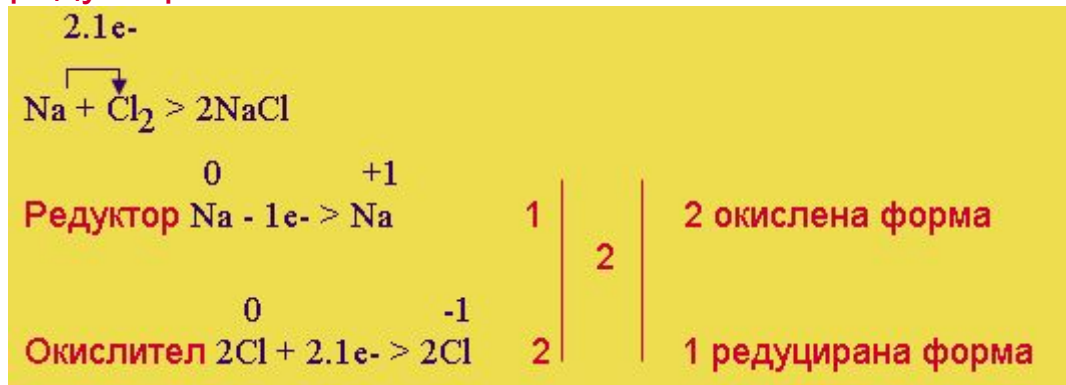
окислител редуктор

В този процес водородът е редуктор, защото отнема кислорода от медния оксид. Редукторът се окислява. Окислител е медният оксид. Той се редуцира до просто вещество мед. Процесът е окислително-редукционен.

II. Окислително-редукционни процеси от гледна точка на теорията за строежа на атома

От гледна точка на теорията за строежа на атома *същността на окислително-редукционните процеси се състои в пренос на електрони*. При това *редуктор е частица, атом или йон, която отдава електрони*. Редукторът, отдавайки електрони, повишава степента си на окисление. *Окислителят е частица, атом или йон, която приема електрони*.

Окислително-редукционните процеси се изразяват с електронно-йонни уравнения. В тях преносът на електрони се означава със стрелка над уравнението в посока от редуктора към окислителя. Над стрелката се записва броят на отдадените електрони. Той е равен на броя на приетите електрони. Под уравнението се изразява същността на процеса (електронният баланс) чрез две полуреакции - за редуктора и за окислителя:



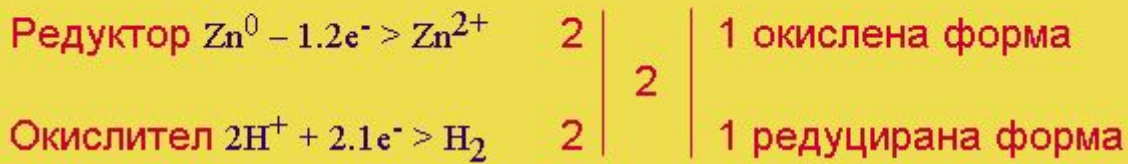
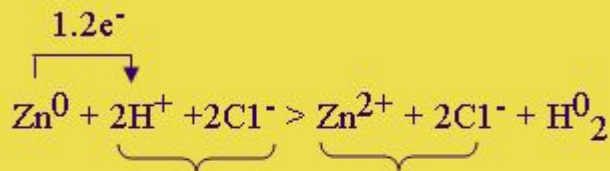
III. Ред на относителната активност на металите

Редоксидвойките, подредени по намаляване на редукционната способност на редуктора и увеличаване окислителната способност на окислителя, образуват ред на относителната активност на металите. Най-силните редуктори се намират в началото на реда от метали, а най-силните окислителни - в края на реда от метални катиони.

В този ред особено място заема редоксидвойката $\text{H}^2/2\text{H}^+$. Металите, които се намират преди тази редоксидвойка (преди водорода), се наричат *активни метали*, а тези след нея - *слабоактивни*.

Активните метали взаимодействат с разредени киселини, защото действат като редуктори. Те отдават електрони на водородните катиони, които действат като окислителни.

Например:

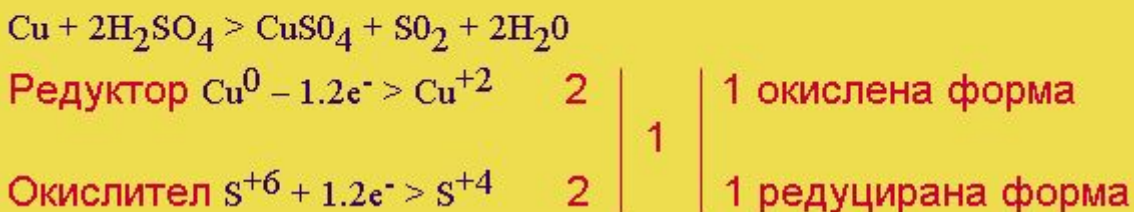
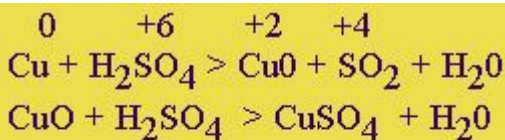


Редоксидвойките са $\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}$ и $\text{H}_2^0/2\text{H}^+$. Получената сол - цинков дихлорид, ZnCl_2 , е разтворима. Ако солта е неразтворима, въпреки че металът е преди водорода, процесът не протича. Например:

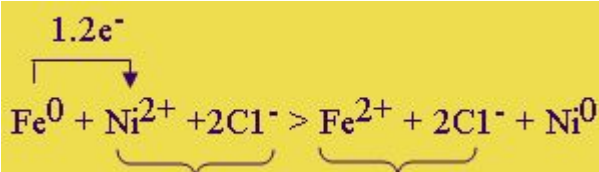


В случая оловният дихлорид, PbCl_2 , който трябва да се получи, е неразтворим и блокира процеса.

Слабоактивните метали не взаимодействат с разредени киселини, а с концентрирани, които проявяват окислително действие. Взаимодействието протича на два етапа, като само първият е окислително-редукционен. В редоксипроцеса участва централният атом на съответната киселина. В случая централен атом е сярата.



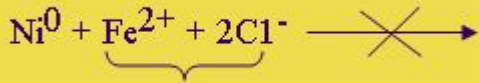
Редът на относителната активност на металите за придвиждане на процесите, които протичат във воден разтвор между метал и сол. Например:



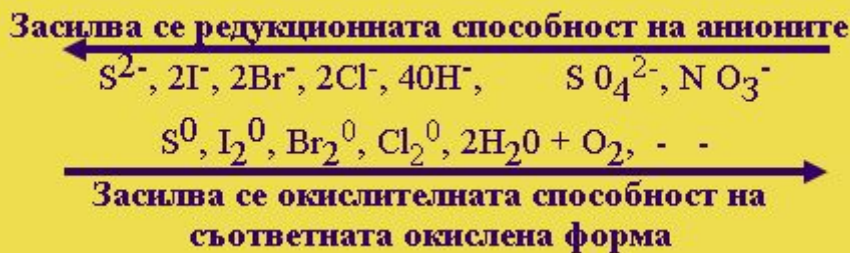
Редоксидвойките са $\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+}$ и $\text{Ni}^0/\text{Ni}^{2+}$

В реда на относителната активност редоксидвойката $\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+}$ е преди редоксидвойката $\text{Ni}^0/\text{Ni}^{2+}$ (желязото се намира преди никела), затова Fe^0 може да действа като редуктор и да отдава електрони на Ni^{2+} .

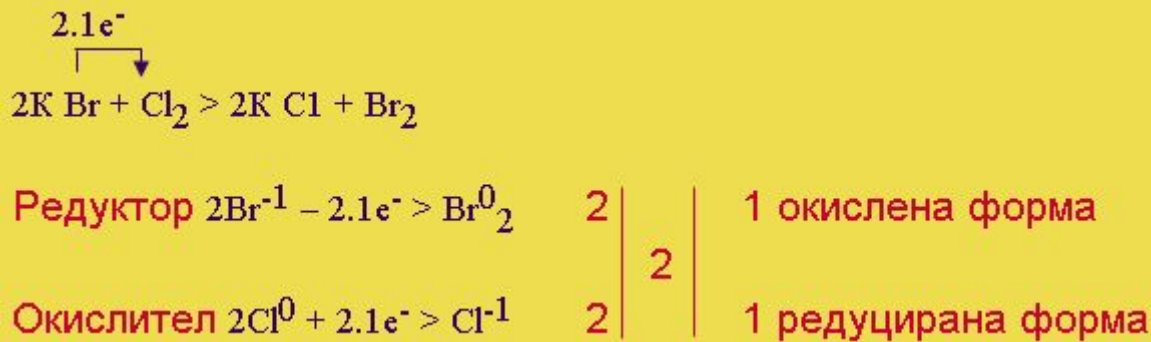
Обратният процес, при който Ni^0 ще отдава електрони на Fe^{2+} , е невъзможен:



Подобно на металите, анионите също може да се подредят в ред според способността им да се окисляват (да бъдат редуктори).



Това се потвърждава от следното взаимодействие:



Редоксидвойки:



Редът на относителната активност се ползва за изразяване на окислително-редукционни процеси, които протичат във воден разтвор.

При изравняване на уравненията на по-сложни окислително-редукционни процеси се спазва следната последователност на действията:

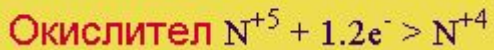
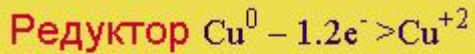
1. Записват се формулите на всички изходни и получени при реакцията вещества:



2. Определят се химичните елементи, които променят степента си на окисление, и въз основа на това се определят окислителят и редуторът:



3. Записват се двете полуреакции за редутора и окислителя:

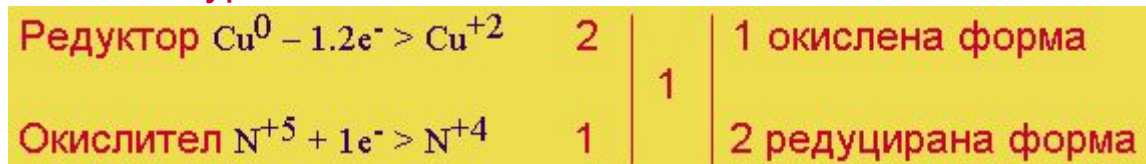


4. Съставя се електронен баланс:

а) намира се най-малкото общо кратно на числата, показващи броя на отдадените и на приетите електрони на 2 и на 1 НОК=2;

б) определят се допълнителните множители
2:2=1 2:1=2;

в) записват се допълнителните множители до уравненията на двете полуреакции



5. Допълнителните множители се записват като коефициенти в химичното уравнение пред окислителя и пред редутора:



6. Изчисляват се и се записват останалите коефициенти:



7. Извършва се проверка, като кислородът се изравнява последен.



[Начало](#)



[Към уроците](#)