**HEMIJA ZA SEDMI RAZRED OSNOVNE ŠKOLE**

**Osnovni hemijski pojmovi**

**Супстанца** је вид материје који изграђује тела, има масу и заузима простор

(запремину).

**Физичка својства супстанци** су својства супстанци која се могу уочити

посматрањем или мерењем: агрегатно стање, температура топљења, температура

кључања, густина, укус, мирис, боја, тврдоћа, проводљивост топлоте и

електрицитета, растворљивост.

**Хемијска својства** супстанци су својства које супстанце показују у контакту са

другим супстанцама и/или под одређеним условима када се мењају и при томе

настају нове супстанце.

**Физичке промене супстанце** су такве промене при којима се не мења састав

супстанце, односно при којима не настају нове супстанце. Примери физичких

промена супстанце су промене агрегатног стања (топљење, испаравање,

кондензовање, очвршћавање), растварање, промена облика (уситњавање, млевење,

ломљење, увртање, истезање).

**Хемијске промене супстанце** или **хемијске реакције** су такве промене при којима

се мења састав супстанце, односно при којима настају нове супстанце.

**Елементи** су најједноставније чисте супстанце које се не могу хемијским путем

разложити на једноставније супстанце. Сви атоми једног елемента имају исти број

протона у језгру, односно исти атомски број Z.

**Једињења** су сложене чисте супстанце у којима су два или више елемената

повезани хемијском везом. Једињења се могу хемијским путем разложити на

једноставније супстанце (једноставнија једињења или елементе).

**Атом** је најситнија честица елемента. Постоји онолико различитих атома колико постоји елемената. Атом чини **атомско језгро** и **електронски омотач**.

**Протони** су позитивно наелектрисане честице које чине језгро атома.

**Неутрони** су ненаелектрисане честице које чине језгро атома и доприносе његовој стабилности умањујући одбијање које постоји између истоимено наелектрисаних протона.

**Електрони** су негативно наелектрисане честице. Електрони у атомима свих

елемената у природи распоређују се у седам нивоа. Ови нивои се по договору обележавају великим латиничним словима: K, L, M, N, O, P и Q.

**Атомски број** обележава се са **Z** и представља број протона у језгру атома, а тиме и број електрона у омотачу атома.

**Масени број** обележава се са **А** и представља збир броја протона и неутрона у језгру атома.

**Релативна атомска маса** је број који показује колико је пута просечна маса атоманеког елемента већа од 1/12 масе атома угљениковог изот.6C12.**Молекули** су честице настале међусобним повезивањем атома ковалентном везом.

Ако су у молекулу ковалентном везом повезани атоми истог елемента, онда је то **молекул елемента**, а ако су повезани атоми различитих елемената онда је то **молекул једињења**.

**Релативна молекулска маса** је број који показује колико је пута маса молекуланеког елемента већа од 1/12 масе атома угљениковог изотопа

6C

**Јони** су наелектрисане честице настале када атом отпусти или прими електроне.Позитивно наелектрисани јони називају се још **катјони**, а негативно наелектрисанијони **анјони**.

**Смеше** су скуп две или више чистих супстанци које међусобно не реагују, тј.састојци смеша задржавају своја својства у смеши, састав смеша је произвољан, асвојства смеша зависе од односа количина састојака. **Физичка и хемијска својства супстанци**

Сва тела живе и неживе природе којима смо окружени, укључујући и нас саме, изграђена суод супстанци. По неким својствима супстанце се међусобно разликују већ "на први поглед",на пример, по боји, или агрегатном стању на одређеној температури (на собној температуришећер је у чврстом агрегатном стању, а вода у течном). Агрегатно стање супстанце зависи од природе супстанце (честица које је граде и интеракција међу њима), од температуре и притиска. Супстанце у чврстом агрегатном стању имају сталан облик и сталну запремину.Супстанце у течном агрегатном стању имају сталну запремину, али променљив облик,зависно од суда у коме се налазе. Гасови имају променљив и облик и запремину, шире се и заузимају целокупан расположив простор, али се могу и сабијати.

Супстанце у чврстом агрегатном стању разликују се по тврдоћи. Тако, на пример, помоћу гвозденог ексера може се загребати површина предмета направљеног од пластике. Обрнуто није могуће, што значи да је гвожђе тврђе од пластике.

Растворљивост супстанци, проводљивост топлоте и електрицитета су својства која се могуутврдити једноставним испитивањима. Из искуства знамо да када се шећер сипа у чашу саводом и меша, настаје бистар раствор. Међутим, то се неће десити ако се сипа брашно.

О неким својствима супстанци сазнајемо мерењем, на пример, о густини супстанце, отемпературама топљења и кључања.

Густина је физичка величина која представља однос масе супстанце и запремине коју оназаузима. Она је, такође, једно од својстава супстанци.

**Osnovni zakoni hemije**

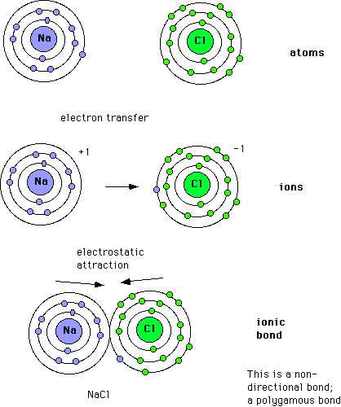
Hemija zauzima središnje mesto među prirodnim naukama. Ona se bavi molekulima, njihovom strukturom, osobinama i transformacijama, i principima na kojima se osobine molekula zasnivaju. Pošto se molekuli nalaze u osnovi materije, u najširem smislu, a materija je jedan od vidova postojanja celog svemira, hemija je jedna od "kosmičkih nauka".Zbog ove svoje sveobuhvatnosti, hemija se dodiruje i značajno preklapa sa drugim prirodnim naukama. Tako ona ulazi u fiziku, geologiju i astronomiju, s jedne strane, i u biologiju, fiziologiju i medicinu, s druge strane. Na jednom kraju spektra hemijskih nauka, koji je orijentiran ka istraživanju atoma iz kojih su izgrađeni molekuli, i subatomskih čestica iz kojih su izgrađeni atomi, hemija je dala značajne doprinose. Klasičan primer za sva vremena jest oslobađanje energije iz atoma. Ni jedan drugi pojedinačni događaj u nauci nije imao tolike neposredne i dalekosežne posljedice kao što je to slučaj sa atomskom energijom. Intelektualna dostignuća na drugom kraju spektra koji obuhvata hemijska nauka, imaju podednako značajne posledice. To su otkrića vezana za molekulske osnove života gde je hemija uspela da prodre duboko u izuzetno složene molekulske mehanizme biohemijskih procesa i transfera genetskih informacija u živim sistemima.  
**Periodni sistem elemenata**

Iako je sastavljanje periodnog sistema nešto što se rutinski pripisuje Mendeljejevu, periodizacija i sistematizacija elemenata ima znatno dužu istoriju.  
  
Već u XVII veku, tačnije 1661. godine, Robert Bojl je poređao tada poznatih 13 elemenata po rastućoj relativnoj atomskoj masi, dok će ovaj sistem proširiti Lavoazje sa dodatnih 11 elemenata.  
  
Za ovo vreme značajna otkrića na polju hemije i fizike, omogućila su otkrivanje i imenovanje novih elemenata, tako da je potreba za klasifikacijom tog rastućeg broja poznatih elemenata postajala sve očiglednija. Johan Debernajer, kao odgovor na ovu potrebu, formira sistem elemenata koji su bili poređani u trijade, po zajedničkim osobinama, i tako da relativna atomska masa srednjeg elementa trijade bude aritmetička sredina gornjeg i donjeg. Sličnu sistematizaciju dao jr i francuz de Šakankurtua, koji je došao na ideju da elemente, po rastućoj relativnoj atomskoj masi poređa u spiralu obmotanu oko valjka.  
  
Svakako najozbiljni pomak ka današnjem periodnom sistemu, pre Mendeljeva dao je Džon Njulends koji je prema ugledu na muzičke oktave, dao periodni sitem sa elementima poređanim u oktave, tako da se osobine periodično ponavljaju nakon svakih 7 elemenata. U vertikalnim kolonama, elementi su bili poređani po porastu Ar, dok su horizontalne vrste bile uslovljene sličnošću u osobinama.  
  
Ipak rad Mendeljejeva na periodzaciji elemenata ostao je zapamćen kao najvažniji, nemalo zato što je njegovo rešenje periodnog sistema zaista bilo najadekvatnije. 1869. on daje prvu verziju periodnog sistema sa rasporedom elemenata sličnim onom kod Njulendsa. Ovakav raspored Mendeljejev je uslovio zakonom periodičnosti koji je dao po kome su fizičke i hemijske osobine elemenata periodične funkcije njihove relativne atomske mase.  
  
1871. Mendeljev daje drugu, reformisanu verziju preiodnog sistema koja se temeljila na izmeni koju je Mendeljejev napravio u zakonu periodičnosti. Naime, on je primetio da su osobine hemijskih elemenata zapravo periodične funkcije njihovih rednih brojeva. Reformisani periodni sistem imao je elemente podeljene u vertikalne nizove - grupe - koje su sadržale elemente sličnih osobina i horizontalne nizove - periode - koje su imale elemente poređane po rastućem rednom broju, i u kojima su su osobine iz prethodnog niza periodično ponavljale. Grupa je u početku bilo 8, prvih 7 su imale podgrupe dok je osma bila podeljena u trijade. Perioda je bilo sedam, i sistem nije sadržao plemenite gasove. Mendeljejev je takođe predvideo postojanje elemenata sa drugim atomskim masama koji još nisu bili otkriveni, ali je na osnovu zakona periodičnosti za njih ostavio odgovarajuća mesta.  
  
Danas se ova periodičnost objašnjava periodičnošću javljanja sličnih elektronskih konfiguracija u odgovarajućim atomima.  
  
  
**1. Zakon o održanju mase**  
  
Naziva se još i Lavoazijeov zakon, mada ga je otkrio Lomonosov malo prije Lavoazijea, a glasi:  
  
"Ukupna masa supstanci koje učestvuju u hemijskoj reakciji reakciji se ne mijenja"  
  
Na primer,  
  
Ako A i B predstavljaju mase supstanci koje ulaze u hemijsku reakciju, a C i D mase supstanci koje nastaju hemijskom reakcijom, zakon o održanju mase tvrdi da je:  
  
A+B=C+D  
  
Iz ove jednačine može se izračunati nepoznata masa bilo koje supstance, i hemičari je stalno koriste u eksperimentalnom radu.  
  
  
Pri opisivanju hemijskih zakona i pojava neću ulaziti previše u detalje, da ne zakomplikujem, tako da ni ovdje neću govoriti o uticaju promjene energije na masu i obrnutu, zanemarivanju i razlozima zanemarivanja odredjenih uticaja.  
  
Zakon o održanju mase je osnovni zakon hemije i ostali zakoni hemije su izvedeni iz njega.  
  
  
**2. Zakon stalnih masenih odnosa ili stalnih sastava jedinjenja  
Prustov zakon - I stehiometrijski zakon**  
  
Ovaj zakon dokazao je Prust (1799) i on glasi:  
  
"Elementi se međusobno jedine u stalnim masenim odnosima pa je zbog toga sastav hemijskog jedinjenja stalan bez obzira na način na koji je ono dobijeno"  
  
Prust je izjavio: " jedinjenje je povlašteni proizvod kome je priroda odredila odredjeni sastav"  
Sva jedinjenja od sjevernog do južnog pola imaju isti sastav, iako im se izgled može mijenjati. Šta to znači?  
Ako uzmemo vodu iz bilo kog dijela zemlje i analiziramo bilo koji uzorak, dokazaćemo da se sastoji uvijek od 88.81% masenih kiseonika i 11.19% masenih vodonika. Odnosno da je za dobijanje 100g vode uvijek potrebno 88.81g kiseonika i 11.19g vodonika.  
  
Medjutim danas se zna da ovaj zakon vrijedi za veliku većinu jedinjenja tzv. daltonide gdje je broj atoma elemenata dat cijelim brojem.  
  
Za razliku od njih postoje i jedinjenja na koja se ne može primjeniti Prustov zakon, zato što nemaju stalan hemijski sastav a takva jedinjenja se nazivaju bertolidi.To su jedinjenja koja imaju nepravilnosti u svojoj kristalnoj strukturi tzv. defekte u kristalu.  
Postoje i neka druga jedinjenja za koja ne važi prustov zakon, ali u manjem broju.

**Hemijska veza i nastajanje molekula(jedinjenja)**

**Privlačne sile koje drže čestice na okupu nazivaju se hemijske veze. Hemijske veze mogu biti:**  
**Kovalentna veza - nemetal i nemetal**  
**Jonska veza - nemetal i metal**  
**Metalna veza - metal i metal**  
**Kovalentna veza:**  
**Veza koja postoji među atomima nemetala naziva se kovalentna veza.**   
Kovaletna veza nastaje udruživanjem valentnih elektrona u zajedničke elektronske parove. Nastajanje kovalentne veze prikazuje se Luisovim simbolima. Luisovi se određuju po tome gde se atom nalazi tj. u kojoj je grupi. Recimo kiseonik se nalazi u VIa grupi tako da je njegov luisov simbol 6.  
**Obrazovanje jednostruke kovalentne veze:**  
Dva atoma vodonika udružuju po jedan valentni elektron pri čemu nastaje zajednički elektronski par. Ta dva atoma vodonika formiraju novu česticu koja se naziva molekul vodonika H2. Obrazovanje dvostruke kovalentne veze:  
Molekul kiseonika nastaje povezivanjem dva atoma kiseonika kojima nedostaju po dva elektrona da bi postali stabilni Kada udruže elektrone nastaju dva zajednička elektronska para.  
**Obrazovanje trostruke kovalentne veze:**  
U molekulu azota obrazuje se trostruka kovalentna veza između dva atoma azota. Svakom atomu nedostaju tri elektrona da bi postali stabilni. Udruživanjem elektrona nastaje jedna trostruka kovalentna veza a svaki atom ima po jedan slobodan elektronski par.   
**Jonska veza:**  
Jonska veza je elektrostatičko privlačenje suprotno naelektrisanih jona.   
Obrazuje se između atoma metala i nemetala. Atomi metala da bi postigli stabilnost otpuštaju svoje valentne elektrone i tako nastaju KATJONI(pozitivno naelektrisan jon). Atomi nemetala da bi postigli stabilnost primaju elektrone od atoma metala i tako nastau ANJONI(negativno naelektrisan jon).  
**Metalna veza:**  
**Veza koja se obrazuje između atoma metala i metala naziva se metalna veza.**  
**Metalna veza** nastaje elektrostatičkim privlačenjem elektropozitivnih jona u kristalnoj rešetki, i elektronegativnih elektrona. Metalna veza se može zamisliti kao kristalna rešetka uronjena u elektronski oblak. Ta struktura koju nazivamo elektronski oblak naziva se model elektronskog gasa.

## **Jonska veza između Natrijuma i Hlora**

[](http://hemijainjenznacaj.weebly.com/uploads/1/2/4/8/12489191/9545849_orig.jpg?341)

## Rastvori i rastvorljivost

## **Rastvor** je homogena smeša koja se sastoji od rastvarača i rastvorene supstance. **Rastvarač** je supstanca koja je istog agregatnog stanja kao i rastvor, a ukoliko su sve supstance u rastvoru istog agregatnog stanja, rastvarač je supstanca koja ima najviše.



## Rastvorljivost je broj grama rastvorene supstance koji može da se rastvori u 100 g rastvarača na određenoj temperaturi. Vrste rastvora: **Zasićen rastvor** - kada na određenoj temperaturi ima onoliko supstance koja odgovara njenoj rastvorljivosti. **Nezasićen rastvor** - kada na određenoj temperaturi ima manje supstance koja odgovara njenoj rastvorljivosti. **Prezasićen rastvor** - kada ima veću količinu rastvorene supstance od zasićenog rastvora na istoj temperaturi.

**KVANTITATIVNI SASTAV RASTVORA**

Za izražavanje sastava rastvora u hemiji najčešće se koriste tri načina:maseni udeo,količinska koncentracija i molalnost.

**Maseni udeo**

Maseni udeo supstance B u rastvoru  ω(B) definiše se kao odnos masene supstance B ,m(B) i ukupne mase rastvora m :

ω(B) = m(B) / m

Maseni udeo je brojčana veličina,čija je merna jedinica 1.Obično se izražava u procentima.

Procentna koncentracija (ili maseni udeo u procentima - C%) izražava broj grama rastvorljive supstancije u 100g rastvora:

C% = ms / mr \*100

Primer 1

Izračunati maseni udeo NaCl u rastvoru koji je dobijen rastvaranjem 5g NaCl u 200g vode.

m (NaCl) = 5g

m (H2O) = 200g

ω (NaCl) = ?

Ukupna masa rastvora (m) jednaka je zbiru mase soli i mase vode:

m= 5g + 200g =205g

Uvrštavanjem brojčanih vrednosti u jednačinu dobijamo:

ω (NaCl) = 5g / 205g = 0,024

Množenjem sa 100 dobija se : ω(NaCl) = 2.4%

Količinska koncentracija

Količinska koncentracija ( c ) supstance B u rastvoru definiše se kao odnos količine te supstance i zapremine rastvora (V):

c(B) = n(B) / V

SI-jedinica količinske koncentracije je mol/m3 ,ali se u hemiji obično koristi decimalna jedinica mol/dm3.  
  
Količinska koncentracija izražava broj mola rastvorene supstance B u 1 dm3 rastvora.  
  
Primer 1  
Koliko je grama bezvodnog natrijum-karbonata,potrebno za pripremanje 250 cm3 rastvora koncentracije 2 mol/dm3 ? Molarna masa natrijum-karbonata je 106 g/mol.  
  
V = 250 cm3 = 0,25 dm3  
c (Na2CO3) = 2 mol/dm3  
M(Na2CO3) = 106 g/mol  
m(Na2CO3) =?  
  
Potrebnu količinu izračunaćemo prema izrazu:

n(Na2CO3) =c \* V = 2mol/dm3 \* 0,25 dm3=0,5 mol

Masa 0,5 mola Na2CO3biće jednaka:

m(Na2CO3)= n\* M= 0,5 mol \* 106g/mol=53g

Odgovor;Za pripremanje 250 cm3  rastvora Na2CO3 koncentracije 2mol/dm3 treba odmeriti 53g bezvodnog Na2CO3 .

# Hemijska reakcija

**Hemijska reakcija** je svaki proces usled koga dolazi do nestajanja i/ili nastajanja novih [hemijskih jedinjenja](http://sh.wikipedia.org/wiki/Hemijsko_jedinjenje)

### Proste i složene reakcije

Prosta reakcija je prost čin razdvajanja ili stvaranja jednog hemijskog jedinjenja. U prirodi se ipak veoma retko događaju proste reakcije. U njih se može ubrojati npr.: raspad [molekula](http://sh.wikipedia.org/wiki/Molekul) [hlora](http://sh.wikipedia.org/wiki/Hlor) (Cl-Cl) pod uticajem [UV zračenja](http://sh.wikipedia.org/wiki/UV_zra%C4%8Denje). Velika većina reakcija koje se javljaju u prirodi su složene reakcije, kod kojih istovremeno dolazi do raspada jednih i nastanka novih jedinjenja. Svaka složena reakija se može "razložiti" na tok više prostih reakcija koje se u ovom slučaju nazivaju elementarne reakcije.

Na prmer reakcija između HBr i CH2=CH2 koja dovodi do nastanka BrCH2-CH3 sastoji se od više prostih reakcija:

* raspad jedinjenja H-Br,
* promena dvostruke veze C=C na jednostruku
* nastajanje veze C-Br i
* veze C-H.

### Vidovi složenih reakcija

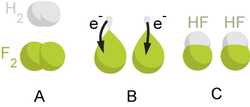
* **reakcije adicije** - ili **reakcije dodavanja** - usled ove reakcije molekul se povećava za jedan ili grupu [atoma](http://sh.wikipedia.org/wiki/Atom). Na primer molekulu CH2=CH2 se dodaje molekul HBr usled čega nastaje jedinjenje BrCH2-CH3
* **reakcija substitucije** - ili **reakcija zamene** - usled ove reakcije u molekulu dolazi do zamene jednog ili grupe atoma. Jedan ili grupa atoma se odvaja od molekula a drugi atom ili grupa njih se vezuje na mesto sa kog se odvoila prva grpa.
* **reakcija eleminacije** - ili **reakcija odvajanja** - wusled ove reakcije od molekula se odvaja atom ili grupa njih a na njihovo mesto ništa se ne vezuje.

# Stehiometrija

**Stehiometrija** je računanje kvantitativnih (merljivih) odnosa između reaktanata i produkata u izjednačenim [hemijskim reakcijama](http://sh.wikipedia.org/wiki/Kemijska_reakcija). Stehiometrija je vrlo važno i korisno polje [hemije](http://sh.wikipedia.org/wiki/Kemija) jer pomaže izračunu koliko se produkata može dobiti iz određenih količina reaktanata, a pri tom uzimajući u obzir i iskorištenje reakcije.

Stehiometrija se prvenstveno temelji na zakonu o očuvanju [mase](http://sh.wikipedia.org/wiki/Masa), zakonu stalnih odnosa masa, zakonu umnoženih masa i zakonu spojnih masa. Prema tome, jedan od temeljnih principa, koji sledi iz činjenice da se tijekom hemijske reakcije ne može niti stvoriti nova [materija](http://sh.wikipedia.org/wiki/Materija), niti uništiti postojeća, govori da masa i količina svakog elementa sa jedne strane reakcije (reaktanti) mora biti jednaka drugoj strani reakcije (produkti).

**Oksido-redukcija**

[](http://sh.wikipedia.org/wiki/Datoteka:Redox_reaction.png)

Ilustracija redoks reakcije

[](http://sh.wikipedia.org/wiki/Datoteka:RustyChainEdit1.jpg)

[Rđajuće](http://sh.wikipedia.org/wiki/Korozija) gvožđe

[](http://sh.wikipedia.org/wiki/Datoteka:Large_bonfire.jpg)

[Vatra](http://sh.wikipedia.org/wiki/Vatra). [Sagorevanje](http://sh.wikipedia.org/wiki/Sagorijevanje) se sastoji od redoks reakcija sa [slobodnim radikalima](http://sh.wikipedia.org/wiki/Radikal_%28hemija%29).

Reakcije **oksido-redukcije** (ili redoks reakcije) su reakcije pri kojima se vrši promena [oksidacionog broja](http://sh.wikipedia.org/wiki/Oksidacioni_broj) (stanja) atoma elemenata koji ulaze u sastav reagujućih supstanci. Redoks reakcije su elektronski proces, odnosno proces premeštanja perifernih elektrona sa jednih atoma (molekula ili jona) ka drugim atomima (molekulima ili jonima), pri čemu dolazi do promene njihovog oksidacionog broja (stanja).

Reakcija oksido-redukcije sastoji se iz: reakcije oksidacije koja predstavlja proces otpuštanja elektrona sa nekog atoma (molekula ili jona) i reakcije redukcije koja predstavlja proces primanja elektrona od strane nekog atoma (molekula ili jona). Za atom koji otpušta elektrone kaže se da se oksidovao - povećao svoj oksidacioni broj (predstavlja donor elektrona ), a sam je redukciono sredstvo. Atom (molekul ili jon) koji prima elektrone se redukovao - smanjio svoj oksidacioni broj (predstavlja akceptor elektrona), a sam je oksidaciono sredstvo. Iako dovoljni za mnoge namene, ovi opisi nisu potpuno tačni. Oksidacija i redukcija se odnose se na promenu oksidacionog stanja, dok do prenosa elektrona možda i neće doći. Oksidacija se preciznije definiše kao povećanje oksidacionog stanja, i redukcija kao smanjenje oksidacionog stanja. U praksi će prenos elektrona uvek izazvati promenu oksidacionog stanja, ali postoje mnoge reakcije koje se klasifikuju kao „redoks“ iako nema transfera elektrona (kao što su one sa promenama [kovalentnih veza](http://sh.wikipedia.org/wiki/Kovalentna_veza)).

Oksido-redukcija može da bude bilo jednostavni redoks proces, kao što je oksidacija ugljenika do [ugljen-dioksida](http://sh.wikipedia.org/wiki/Ugljen-dioksid) (CO2), ili redukcija ugljenika [vodonikom](http://sh.wikipedia.org/wiki/Vodik) do metana (CH4). Ona isto tako može da bude kompleksan proces, kao što je oksidacija [glukoze](http://sh.wikipedia.org/wiki/Glukoza) (C6H12O6) u ljudskom telu putem serije kompleksnih procesa [elektronskog transfera](http://sh.wikipedia.org/w/index.php?title=Transfer_elektrona&action=edit&redlink=1).

Redoks reakcije, ili oksidaciono-redukcione reakcije, imaju niz sličnosti sa [reakcijama kiselina i baza](http://sh.wikipedia.org/wiki/Teorije_kiselina_i_baza). Kao i kiselo-bazne reakcije, redoks reakcije su uparen set, tako da se reakcija oksidacije ne može odvijati a da se istovremeno ne odvija reakcija redukcije. Svaka reakcija sama po sebi se zove „polu-reakcija“, jer moraju postojati dve polu-reakcije.

## Oksidujući i redukujući agensi

Prilikom reakcije oksido-redukcije dolazi do prividnog prenosa elektrona sa atoma manje elektronegativnosti na atom veće [elektronegativnosti](http://sh.wikipedia.org/wiki/Elektronegativnost).

### Oksidaciona sredstva

**Oksidacija** je prvobitno označavala [reakciju](http://sh.wikipedia.org/wiki/Hemijska_reakcija) sjedinjavanja hemijskog elementa sa [kiseonikom](http://sh.wikipedia.org/wiki/Kiseonik) pri čemi nastaju [oksidi](http://sh.wikipedia.org/wiki/Oksid). Onda je pojam proširen na svaku reakciju sjedinjavanja sa kiseonikom (recimo oksidacijom [alkohola](http://sh.wikipedia.org/wiki/Alkoholi) nastaje [aldehid](http://sh.wikipedia.org/wiki/Aldehid) a daljom oksidacijom aldehida [kiselina](http://sh.wikipedia.org/wiki/Kiselina)), što se izražava [oksidacionim brojem](http://sh.wikipedia.org/wiki/Oksidacioni_broj). Najšire shvaćena oksidacija predstavlja gubitak elektrona. Recimo, anodna oksidacija je proces u kojem se molekul (ili jon) oksiduje tako što (umesto kiseoniku) preda elektron anodi.

Jaka oksidaciona sredstva imaju izraziti afinitet prema elektronu:

* [Peroksidi](http://sh.wikipedia.org/wiki/Peroksid)
* [Superoksidi](http://sh.wikipedia.org/wiki/Superoksid)
* [kiseline](http://sh.wikipedia.org/wiki/Kiselina) (npr. [azotna kiselina](http://sh.wikipedia.org/wiki/Azotna_kiselina))
* [Ozon](http://sh.wikipedia.org/wiki/Ozon),
* Gasoviti [fluor](http://sh.wikipedia.org/wiki/Fluor), [hlor](http://sh.wikipedia.org/wiki/Hlor), [brom](http://sh.wikipedia.org/wiki/Brom) i [jod](http://sh.wikipedia.org/wiki/Jod)

### Redukciona sredstva

**Redukcija** je suprotan proces oksidaciji i, najšire shvaćena, predstavlja proces primanja elektrona. Na primer u katodnoj redukciji katjon primanjem jednog ili više elektrona redukuje se do čistog metala. Jasno je da je pitanje da li je neki proces oksidacija ili redukcija stvar stanovišta (da bi se nešto oksidovalo nešto treba i da se redukuje) pa se takve reakcije nazivaju **oksido-redukcione** i ceo proces oksido-redukcija. Dakle, u oksido-redukciji oksidans oksiduje, ali se pri tome sam redukuje.

U praksi neku reakciju nazivamo oksidacionom (posebno u [organskoj hemiji](http://sh.wikipedia.org/wiki/Organska_kemija)), kada se struktura glavnog reaktanta i glavnog produkta razlikuju samo u tome, da je jedna mala grupa ili pojedinačni atom usled te reakcije povećao svoj [oksidacioni broj](http://sh.wikipedia.org/wiki/Oksidacioni_broj), na račun redukcije, obično neorganskog, prostog jedinjenja koje se u ovom slučaju naziva oksidaciono sredstvo.

Na primer:

2 CH3CH2OH + O2 → 2 CH3COOH

(C prelazi iz +1 u +3, a [kiseonik](http://sh.wikipedia.org/wiki/Kiseonik) iz 0 do -2), dakle, C se oksidovao a O redukovao.