

- Kemijska nomenklatura** (glej list "osnove kemijske nomenklature!")
- Zakon o ohranitvi mase**: pri kemijski reakciji se masa snovi ne spreminja. Vsota mas reaktantov je enaka vsoti mas produktov.
- Zakon o stalni sestavi**: elementi se spajajo v spojine v stalnem (vselej istem) masnem razmerju. Sestava spojin je stalna in neodvisna od nacina, kako jih sintetiziramo.
- Daltonova atomska teorija** : predpostavlja, da so vse snovi sestavljene iz majhnih, nedeljivih in nespremenljivih delcev (atomov) oz. – osnovni gradniki snovi so nedeljivi in pri kemijski reakciji nespremenljivi atomi.

Za vsak slucaj tukaj še Daltonov **zakon o mnogokratnem masnem razmerju**: ce tvorita dva elementa vec spojin, so mase prvega elementa, ki se spajajo z enako maso drugega elementa, v razmerju celih števil.

In še: Daltonov **zakon parcialnih tlakov**: skupni tlak, ki ga ima mešanica plinov (ki ne reagirajo med seboj), je vsota parcialnih tlakov posameznih plinov v mešanici.

5. **Plinski zakoni**:

- **Boyle-Mariottov zakon**: V in P sta obratno sorazmerna (pri stalni T se V s povecanjem P zmanjšuje).

- **Charlesov zakon**: V in T [K] sta premosorazmerni (pri stalnem P se plin ob segrevanju razteza).

- **Gay-Lussacov zakon**

- **splošna plinska enacba** ali plinski zakon: PV = nRT

6. **Gostota plinov**: gostota: masa prostorninske enote snovi (? = m/V [kg/l]); pri plinih je prostornina odvisna od P in T, zato za pline navajamo gostoto pri normalnih pogojih – **normalna gostota (?n)**: masa prostorninske enote plina pri normalnih pogojih.

Normalni pogoji:

T = 273 K

P = 101,3 kPa

Relativna gostota: razmerje mas enakih V dveh plinov pri istih pogojih (za primerjavo gostot dveh plinov).

7. **Gay-Lussacov zakon**: zakon o stalnih volumnskih razmerjih pri kemijski reakciji v plinastem stanju: prostornine plinov, ki vstopajo v reakcijo, in prostornine plinov, ki nastanejo, so (pri isti T in P) v razmerju celih števil.

Primer:

2CO(g) + O2(g) à 2CO2(g)

400 dm3 + 200 dm3 = 400 dm3

8. **Avogadrov zakon**: enake prostornine razlicnih plinov pri istih pogojih vsebujejo enako število molekul. Molekule so lahko vecatomarne.

9. **Definicija 1 mola**: mol je količina snovi, ki vsebuje 6,02 · 1023 delcev (atomov, molekul, elektronov ali ionov) oz. toliko delcev, kot je atomov 12C v 12 g ogljika 12C. Mol je enota za količino snovi.

11. **Relativna atomska masa – Ar**: masa 1 atoma elementa/ 1/12 mase atoma C

12. **Relativna molekulska (formulska) masa – Fr**: S Ar

NaCl(s) = formula! Molekule z enim Na in enim Cl ni!

13. **Molska masa – M**: masa enega mola snovi [g/mol]; ATOMI: M = Ar · g/mol, MOLEKULE oz. FORMULE: M = Fr · g/mol

14. **Določevanje relativnih atomskih mas**: atomska masa elementa je ponderirano povprecje atomskih mas vseh izotopov elementa.

20. **Izotopi**: izotop je atom elementa, ki ima drugačno število nevtronov od drugega atoma istega elementa. Izotopi elementa imajo enako **atomsko (vrstno) število** (število protonov v jedru – 6C) in razlicna **masna števila** (skupno število protonov in nevtronov v jedru – 12C). Izotopi so lahko naravni ali umetni.

21. **Ionizacijska energija** ali **ionizacijski potencial** (ionizacija – proces tvorbe ionov): energija, ki jo je treba dovesti, da potece ionizacija (?); energija, ki je potrebna, da odtrgamo e-.

M(g) = M(g)

+ + e- ; ?H > O (endotermen proces);

KOVINE: nizka

NEKOVINE: visoka

VODIK: visoka

22. **Elektronska afiniteta**: sposobnost, da element sprejme e-.

X(g) + e- = X(g)

1- ; ?H < O (eksotermen proces)

*glej, kako E raste/pada po periodnem sistemu

23. **Radioaktivnost**: ko se jedro atoma razcepi in pri tem nastanejo žarki (sevanje) in jedro drugega elementa.

24. **Paulijev princip**: v vsaki orbitali sta lahko največ dva elektrona.

25. **Hundovo nacelo**: elektroni se polnijo v enakovredne energetske orbitale tako, da je cimvec vzporednih spinov (smešnica: kako se polni avtobus, ce se elektroni med seboj ne poznajo?).

26. **Aufbau princip** – princip izgradnje elektronske konfiguracije: orbitale se polnijo po določenem redu (smešnica: kako se polnijo klopcе v parku? najprej se napolnijo spodnje... in to z nasprotnim spinom . J); primer izpitnega vprašanja: vrstno število je 26, napiši elektronsko konfiguracijo! Pomni: vsi atomi imajo vse orbitale, ene polne, druge ne. Polnijo se od + jedra naprej.

27. **Elektronska konfiguracija**: razporeditev elektronov po orbitalah. Navajamo jo praviloma kot osnovno stanje nekega elementa.

33. **Energija pri kemijskih reakcijah**: se lahko sprošča ali porablja. Entalpija je toplota, ki se sprošča ali veže pri kem. reak. pri stalnem tlaku

34. **Eksotermna reakcija (?H < O)**: kemijska reakcija, pri kateri se toplota sprošča.

35. **Endotermna reakcija (?H > O)** : kemijska reakcija, pri kateri se toplota porablja.

Za vsako kemijsko reakcijo potrebujemo **aktivacijsko energijo!** Katalizator – zniža Ea; inhibitor – zviša Ea.

36. **Hessov zakon**: reakcijska entalpija za določeno kemijsko reakcijo je vedno enaka in neodvisna od poti, po kateri so iz reaktantov nastali produkti (npr. produkt lahko nastane direktno ali preko intermedjata).

37. **Agregatna stanja** (fizikalna stanja)

Snov je lahko plin (ima neko m), tekocina (m, V) ali trdna snov (m, V, oblika) – odvisno od kinetione energije delcev; agregatno stanje snovi se lahko spremeni s segrevanjem/ohlajanjem.

38. **Kristali, tekocina, plin**

tekocine, plini: majhne Fr

kristali: velike Fr

Kristali: pravilna periodicna razporeditev gradnikov

molekulski kristali – šibke molekulske vezi: I2, S8, sladkorji;

ionski kristali – mocne ionske vezi, so obstojni, ne prevajajo el. toka: NaCl, CsCl;

kovalentni kristali – mocne kovalentne vezi, velika trdota: C, SiC;

kovinski kristali- iz ionov kovin, prevajajo el. tok, kovinskavez > gibljivi elektroni)

Koordinacijsko število: število A (K) okoli K (A); odvisno od velikosti A in K. NaCl(6)

Plini: šibke vezi, T, p

39., 40., 41., 50., 51. **Tipi kemijskih vezi, ionska vez, kovalentna vez, kovinska vez, medmolekulska vez**

tip vezi mehanizem značilnosti

ionska elektrostatski privlak ionov

kovina-nekovina

krhki polarni kristali z visokimi

talisci in vrelišci; topni v

polarnih topilih; razpadejo pod

vplivom el. toka; geometrija

delcev ra/rk*

kovalentna skupni elektronski pari

nekovina-nekovina

kovinska kovinski ioni in elektroni kristali s kovinskimi lastnostmi;

prevodniki elektrike

medmolekularne vezi Van der Waalsove sile56,57,58 nizka tališca in vrelišca

*ra – radij aniona

rk – radij kationa

42. **Koordinacijska vez** – kovalentna vez, pri kateri prispeva oba elektrona v vezi isti atom, gre za nevezni elektronski par (primer NH4 +).

43. **Kristal NaCl6/6** : ionski kristal (gradniki so ioni), neusmerjene ionske vezi so dokaj mocne,

kristal je obstojen in ima visoko tališce, je drobljiv (ioni se odbijajo, koordinacijsko št. je 6/6 (6 Cl- obkroža en Na+ in obratno), kristalna struktura je kubicni, najpogostejši sklad, ima ploskovno centrirano kubicno osnovno celico, ne prevaja el. toka (talina pa).

44. **Molekula H2**: nepolarna kovinska molekula, tvori največ spojin, plin (eksplozivni), najmanjša gostota.

45. **Molekula O2**: najpogostejši element na Zemlji (21% volUmma atmosfere, plin, pri T=–183°C kondenzira v svetlomdro tekocino, privlaci oba magnetna pola zaradi valentnih elektronov (paramagnetni), zelo reaktiven, topen v vodi (višja T – manj topen), pridobivamo ga iz zraka in oksidov, za dihanje, gorenje, v jeklarstvu, v medicini, v čistilnih napravah; oksidacija (C2H6 + O2 à CO2 + H2O)

46. **Molekula N2**: Kondenzira pri T=–196°C, zelo nereaktiven plin (ima trojno vez), edini element, s katerim reagira pri sobni T, je Li; porabljaog ga rastline za rast, kriv je za kisil dež (N2+ O2 à 2NO + O2 à NO2), pridobivamo ga iz zraka(78%) in iz soli, uporaba v metalurgiji, za varjenje, umetna gnojila, zdravila....

47. **Molekula HCl**: plin iz reakcije med H in Cl, v raztopini z vodo nastane mocna klorovodikova kislina (36%), je dobro topen v vodi H-Cl polarna kovalentna vez

48. **Hibridizacija C**:

Hibridizacija je teoretski racunski postopek. Iz atomskih orbital je mogoce izracunati nove hibridne orbitale, ki so med seboj po obliki enake, prostorsko pa so usmerjene tako, da so maksimalno vsaksebi, elektroni v njih pa imajo enako energijo.

Primer: molekulo BeF2 hibridiziramo eno s- in eno p-orbitalo. Dobimo dve novi hibridni orbitali. Imenujemo ju tudi sp-hibridni orbitali, hibridizacijo pa sp-hibridizacijo.

Oglikovi atomi se povezujejo z enojnimi vezmi v primeru sp3 hibridnih orbital, dvojnimi vezmi v primeru sp2 hibridnih orbital in trojnimi vezmi v primeru sp hibridnih orbital.

49. **Molekule**

C2H6 – etan: nasicen ogljikovodik, nepolaren – se ne raztaplja v vodi, plin

C2H4 – eten: nenasičen ogljikovodik, dvojna vez, pogoste adicijske reakcije, plin

C2H2 – etin: nenasičen ogljikovodik, trojna vez, plin

52. **Vodikova vez**: nastane, ko se H veže na mocno elektronegativen element (FON); v vezi OH O mocneje privlaci elektronski par, zato H dobi nekašen + naboj (in O negativen) in se veže na O druge molekule H2O.

53. **Polarne in nepolarne molekule**: molekula z elektricno razlicno nabitima koncema zaradi neenakomerne razporeditve polarnih vezi in vcsah neveznih elektronskih parov. Polarna vez je kovalentna vez, pri kateri so elektroni bližje jedru enega atoma. To povzroca razlika v **elektronegativnosti**55 atomov.

54. **VSEPR – primeri**

VSEPR: valence shell electron pair repulsion (teorija, ki obravnava odboj valencnih elektronskih parov)

<http://www.chem.arizona.edu/~salzmanr/103a004/nts004/29/29.htm>

Bond Angles When Molecule Has Lone Pairs

Examples:

CH4 = 109.5o

In CH4 all the pairs aire s- bonded pairs. No one pair takes up

more space than any other pair.

NH3 = 107.5o

In NH3 one of the pairs is a lone pair. This lone pair crowds the three s- bonded pairs together slightly and reduces the nominal bond angle of 109.5o to 107.5o.

H2O = 105o

55. **Elektronegativnost**: moc atoma, da privlaci elektrone v molekuli. Atome s šibko elektronegativnostjo oznacujemo kot elektropozitivne, ker tvorijo pozitivne ione.

Van der Waalsove sile:

56. **Orientacijske sile**: orientacijske vezi: nastopajo med polarnimi molekulami; dipolni moment – produkt med nabojem in razdaljo med središcem pozitivnih in negativnih nabojev molekule.

57. **Indukcijske sile**: indukcijske vezi: nastanejo med polarnimi in nepolarnimi molekulami.

58. **Disperzijske sile** : disperzijske vezi: nastanejo med nepolarnimi molekulami. (Brencic, Lazarini, p85)

59. **Raztopine**: raztopina je homogena mešanica dveh ali vec snovi. Snov, ki je v prebitku, imenujemo **topilo**, snov, ki se v topilu raztopi, pa **topljeneč**.

60. **Nasícena raztopina** vsebuje pri določeni T največjo mocno količino **topljenca** v določeni količini **topila**.

61. **Topnost** je lastnost snovi, da se majhni delci snovi porazdelijo med gradnike druge snovi. Količina **topljenca**, ki se raztopi v določeni količini **topila** pri določeni T.

62. **Koncentracije raztopin**: koncentracija – masa (masna koncentracija – ? [g/l]) ali množina (množinska koncentracija – c [mol/l]) topljenca v celotni prostornini raztopine. Sestavo raztopin lahko opišemo tudi z masnim (w), množinskim (x) ali prostornimskim (V2/V1) deležem (brez entn). Delež = del/celota

63. **Procentnost, molarnost, molalnost**:

- procentnost – masni delež

- molarnost (množinska koncentracija) – cT = nT/Vr

- molalnost – b = nT/mT

64. **Parni tlak raztopin**:

à pami tlak: tlak vodne pare (voda izhlapeva od 0 stopinj naprej)

Raztopina ima nižji parni tlak kot cisto topilo, ker molekule topila **solvativirajo** molekule ali ione topljenca, tako da ima manjši delež molekul dovolj veliko energijo, da zapusti tekoco fazo.

Solvatacija: proces združevanja molekul topila z molekulami topljenca. Ce je topilo voda, proces imenujemo **hidratacija**.

65. **Raoultov zakon**: parcialni (delni) pami tlak ene od komponent v zmesi je enak pamemu tlaku ciste komponente, pomnožene z njenim molskim deležem v tekocini.

66. **Koligativne lastnosti raztopin**: (fizikalne) lastnosti raztopin, odvisne od števila delcev topljenca – parni tlak, znižanje zmrzišca, zvišanje vrelišca, osmotski tlak.

koll = delec

67. **Fazni diagram vode**

68. **Fazni digram CO2**

69., 70. **Znižanje zmrzišca, zvišanje vrelišca**: posledici znižanja **parnega tlaka** – raztopina, ki ima nižji pami tlak od topila, doseže parni tlak, pri katerem zavre/zmrzne, pri višji/nižji T.

71. **Osmotski tlak**: tlak, s katerim preprecimo prehod topila skozi polprepustno membrano.

Odvisen je od razlike v številu delcev med eno in drugo raztopino ter od T:

p = cRT

Osmoza je prehajanje molekul topila skozi polprepustno membrano iz raztopine z manjšo koncentracijo v raztopino z vecjo koncentracijo.

72. **Elektroliti, neelektroliti**

Elektrolit : spojina, ki prevaja elektricni tok, ko je v obliki taline ali v vodni raztopini; med elektrolizo se razgradi. Vse **ionske spojine** so elektroliti. V talini/raztopini se ioni prosto gibljejo – zato prevajajo elektricni tok.

KISLINE BAZE SOLI

MOCNE HCI

H2SO4

HNO3

NaOH

KOH

Ba(OH)2

vse soli

ŠIBKE organske kisline

npr. CH3COOH

NH3 HgCl2

Mocne baze, mocne kisline in vse soli (razen HgCl2) so mocni elektroliti, vse šibke baze in kisline pa so šibki elektroliti.

Neelektrolit: spojina, ki ne prevaja elektricnega toka (npr. destilirana voda).

73. **Stopnja disociacije**: koliko procentov snovi protolizira (št. protoliziranih molekul/št. vseh molekul pred protolizo).

74. **Kisline, baze, soli**:

Kislina in baza sta določeni glede na ravnotežje pri oddajanju oz. sprejemanju vodikovega iona:

Kislina je snov, ki odda vodikov ion(H+), baza je snov, ki sprejme vodikov ion. V vodnih raztopinah kislín se tvorijo oksonijsvi ioni(H3O+), v vodnih raztopinah baz pa hidroksidni ioni(OH-).

Moc kislín in baz je odvisna od njihove sposobnosti oddajanja oz. sprejemanja protonov v ravnotežnih reakcijah; pri mocnih elektrolitih je to ravnotežje pomaknjeno v desno stran, pri šibkih pa v levo.

Raztopine **solí** lahko reagirajo kisló, ce je sol nastala pri nevtralizaciji močne kisline in šibke baze, nevtralnó, ce je nastala pri reakciji močne kisline in močne baze, bazicnó, ce je nastala pri reak. močne baze in šibke kisline.

75. Puferske raztopine – pufri: raztopine, katerih pH se ob dodatku kislín ali baz le malo spremeni. Uravnavaþo kislóst ali bazicnóst raztopin. Za pufre uporabljamo raztopine zmesi šibkih kislín (oz. šibkih baz) in njihovih solí v razmerju 1:1. Pufri imajo pomembno vlogo v bioloških sistemih (kri, želodčni sok, mlečna kislina v mišicah... primeri: CH3COOH, NH3, HCOOH, H3PO4).

76. Jakost elektrolitov: močni elektroliti v v vodnih raztopinah skoraj popolnoma ionizirajo, šibki elektroliti pa so v raztopinah le delno ionizirani

77. Disociacija vode: 2H2O(l) ↔ H3O+(aq) + OH-(aq)

78. pH vrednost je negativni desetiški logaritem koncentracije oksonijevih ionov. S pH vrednostmi opredeljujemo kislóst oz. bazicnóst raztopin, vrednosti so med 0 in 14 (pri pH 7 je raztopina nevtralna – enaka koncentracija hidroksidnih in oksonijevih ionov, pri pH<7 je kislá – večja je koncentracija oksonijevih ionov, pri pH>7 je bazicná – večja je koncentracija hidroksidnih ionov).

79. Ionske reakcije: so reakcije med ioni. Trk med ioni je uspešen, ce pri reakciji nastane slabo topna snov(oborina), slabo disociirana snov(voda), plin(H2S, CO2, HCN, NH3,...). Ionske reakcije so obicajno hitre. Primer nedisociirane oblike enacbe: HCl(aq) + NaOH(aq) => H2O(l) + NaCl(aq)

80. Hidroliza: razpad; kemijska reakcija, v kateri sodeluje voda (ioni vode in ioni spojine reagirajo).

81. Topnostni produkt: AgCl ↔ Ag+(aq) + Cl-(aq)

(aq) (topnostni produkt je tu (Ag+) in (Cl-))

82. Elektroliza: uporaba enosmernega elektricnega toka pri oksidaciji ali redukciji spojin (elementov). Elektroliziramo lahko taline ali vodne raztopine snovi.

+ anoda (oksidacija) 2Cl- → Cl2 + 2e-

- katoda (redukcija) 2e- + 2H2O → H2 + 2OH-

83. Galvanski člen: naprava, ki kemijsko energijo pretvarja v električno delo (Zn + CuSO4 → ZnSO4 + Cu)

Sestavljata ga dve elektrodi (Zn, Cu), ki ju obdaja snov (elektrolit). Če elektrodi povežemo z žico, sprožimo reakcijo med elektrodama in elektrolitom. Reakcija sproži tok elektronov od ene do druge, kar se kaže kot el. tok po žicah el. kroga in skozi galvanski člen.

Zn + Cu2+ → Zn2+ + Cu e- od Zn proti Cu (Cu2+ se zmanjšuje)

84. Svinčni akumulator (galvanski člen, ki ga lahko ponovno napolnimo): 2 Pb trakova namočiš v (elektrolit) H2SO4 in priklopiš na enosmerno napetost; ena elektroda se prevleče s PbO2, na drugi se razvija H2.

Pb0 → Pb4+ + 4e-

85. Gorilna celica: naprava, ki porablja gorivo; plina vodik in kisik pronicata skozi posebne luknjice v elektrodah in reagirata z elektrolitom; pri reakciji se plošči naelektrita, zato se med priključki gorilne celice pojavi napetost, ki poganja el. tok.

86. Redoks reakcije: reakcije, pri katerih pride do prenosa elektronov od reducenta na oksidant, hkrati potekata oksidacija in redukcija.

primer: 2Al + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2

87. Oksidacija – redukcija: gre za izmenjavo elektronov (ne pa ionov ali protonov).

Oddajanje je oksidacija, sprejemanje pa redukcija (e- gre od reducenta na oksidant),

pri oksidaciji (reducentu) se oksidacijsko število zveča.

88. Koloidne raztopine: koloid – zmes zelo majhnih delcev snovi v drugi snovi, v kateri se ne raztaplja (delci so manjši kot v suspenziji). Primeri koloidov: mleko, emulzija (delci ene tekočine v drugi tekočini), pena (mehurčki plina v tekočini), pršilo (delci tekočine v plinu), dim (delci trdne snovi v plinu).

Koloidno stanje: stanje snovi, kadar je porazdeljena v delcih z velikostjo med 0,1 in 10 nm.

89. Pridobivanje koloidnih raztopin : steklo + koloidni delci zlata = steklo z barvo rubina.

Barve so koloidne emulzije (pokrivajo površino, ko voda izhlapi), kozmetična sredstva (emulzije olja v vodi), ko voda izhlapi se koža ohlaja, blato v reki ali morju so skupki koloidnih delcev.

90. Vsi koloidni delci imajo enak predznak, zato se med sabo odbijajo in s tem preprečujejo nastanek večjih delcev. So večji od delcev topljenca v raztopini. V glavní snovi se obdržijo, ker so premajhni, da bi se zaradi zemeljske težnosti ločili

92. Kemijsko ravnotežje: znalcilnost ravnotežnostnih(obojeustranskuh) reakcij je, da se del reaktantov pretvori v produkte, nakar se koncentracija ne spreminja več; reakcija poteka še naprej v obe smeri, vendar je hitrost nastanka prouktov iz reaktantov enaka hitrosti razpada produktov nazaj v reaktante.

a)Homogeno ravnót.(enako agregatno stanje vseh snovi)

N2(g) + 3H2(g) ↔ 2NH3(g)

b)Heterogeno ravnót.

C(s) + H2O(g) ↔ CO(g) + H2(g)

93. Le Chatelierov princip: zakon, ki trdi, da se sistem v ravnotežju prilagodi spremembi tako, da zmanjša njene učinke.

94. Elektroliza taline NaCl: (2NaCl → 2Na + Cl2)

A(+) 2Cl- → Cl2 + 2e- oksidacija

K(-) 2Na+ + 2e- → 2Na redukcija

95. Elektroliza raztopine NaCl: (2NaCl + 2H2O → 2H2 + Cl2 + 2NaOH)

A(+) 2Cl- → Cl2 + 2e- oksidacija

K(-) 2H2O + 2e- → 2OH- + H2

Na + H2O → NaOH + H2

96. Elektroliza vode

A(+) 4OH- → O2 + 4e- + 2H2O

K(-) 4H+ + 4e- → 2H2

97. Korozija: kemijska reakcija, ki povzroca razpadanje nekaterih snovi. Dež lahko vsebuje precej kislín, ki reagirajo s spojinami v kamnu in jih spreminjajo v drugace – drobljive snovi. Jeklo propada, ker se spreminja v rjo – gre za reakcijo železa v jeklu s kisikom in vodo iz zraka. KOROZIJA:

1.tehnologija: propadanje kovinske površine (npr. rjavjenje železa) pod vplivom aerosolov ali vode. Za zaščito se uporabljajo razni premazi, lahko iz krozijsko odpornih kovin.

2.geologija: v krasoslovlju raztapljanje karbonatnih kamnin zaradi kemicega vpliva vode, ki vsebuje raztopljen CO2.

98. Zrak: 78% dušika, 21% kisika, 1% Ar, 0,03% CO2, 0,5% vode.

99. CO2 v naravi: v zraku ga je 0.03%, nastaja pri dihanju živalí, rastlín, cloveka, mikroorganizmov; pri razkrojevanju organskih snovi, gorenju (lesa, fosilnih goriv, promet), iz vulkanov. Porablja se pri fotosintezi vodnih in kopenskih rastlín.

CO2 v naravi:

- v zraku okrog 0,03%

- v mineralnih vrelih (slatine)

- vezan predvsem v karbonatih

- v majhnih količinah ni strupen, v večjih deluje kot uspavaló na celo kot strup

100. Dušik v naravi: v zraku ga je 78% v obliki N2, nekaj ga je vezanega v NO2 in NO3 tega porabljajo bakterije in alge, ki vežejo plinasti dušik. Po smrti živalí in rastlín se razkroji v NH4 +, ki

Nitrosomonas bakterije spreminjo v nitrit (NO2), Nitrobacter bakterije pa slednjega v obliko nitrata(NO3 -), ki preko nitrifikacijskih bakterij prehaja nazaj v dušik N2.

N2 v naravi:

- v zraku okrog 80%

- v zemeljski skorji ga je okrog 0,03%

- vezan je tudi v rastl. in živalskih beljakovinah

- nekatere rastline ga iz zraka pridobivajo s pomočjo dušičnih bakterij

- ostale rastline dušik dobivajo v obliki nitratov in amonijevih solí iz zemlje

- pomembna so dušikova umetna gnojila. (glej zgoraj)

103. Umetna gnojila:

Amonijev sulfat (VI) - (NH4)2SO4

Amonijev nitrat (V) - NH4NO3

Secnina - CO(NH2)2

To so vse dušična umetna gnojila.

104. Eksplozivi: snovi, ki jih lahko nenadoma raznese z velikim rušilnim učinkom. Eksplozija je zelo burna eksotermna reakcija pri kateri iz eksplozivna nastanejo plini. Smodnik je eksplozivna mešanica kalijevega nitrata, ogljika in žvepla. Glavna sestavina dinamita je nitroglicerín.

105. Polimeri– snovi, sestavljene iz številnih monomerov (majhnih molekul)

, povezanih vponaviljavocem se zaporedju. Imajo veliko molekulsko maso.

Poznamo naravne in sintetičnepolimere.

110. Zlatotopka: zmes klorovodikove (HCl) in dušikove (HNO3) kisline,

ki raztaplja zlato (Au). **Pufri** so zmesi ali šibkih kislín in njihovih bazičnih solí

(H2CO3 in Na2CO3) ali šibkih baz in njihovih kislín solí (NH4OH in NH4Cl).

Delujejo kot stabilizatorji pH, saj se pH sistema tudi ob dodatku močne kisline ali močne baze ne spremeni veliko.

