1. **Kemijska nomenklatura** (glej list “osnove kemijske nomenklature”!)

2. **Zakon o ohranitvi mase**: pri kemijski reakciji se masa snovi ne spreminja. Vsota mas

reaktantov je enaka vsoti mas produktov.

3. **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.

4. **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 volumskih 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 kolicina 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

kolicino 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. **Dolocevanje relativnih atomskih mas**: atomska masa elementa je ponderirano povprecje

atomskih mas vseh izotopov elementa.

20. **Izotopi**: izotop je atom elementa, ki ima drugacno 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 najvec 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

dolocenem redu (smešnica: kako se polnijo klopce 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 sprošca ali porablja. Entalpija je toplota, ki se

sprošca ali veže pri kem. reak. pri stalnem talku

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

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 doloceno kemijsko reakcijo je vedno enaka in

neodvisna od poti, po kateri so iz reaktantov nastali produkti (npr. produkt lahko nastane

direktno ali preko intermediata).

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

Snov je lahko plin (ima neko m), tekocina (m, V) ali trdna snov (m, V, oblika) – odvisno od

kineticne 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 znacilnosti

**ionska** elektrostatski privlak ionov

kovina-nekovina

krhki polarni kristali z visokimi

tališci 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 najvec spojin, plin (eksploziven),

najmanjša gostota.

45. **Molekula O2**: najpogostejši element na Zemlji (21% volUmna atmosfere, plin, pri T=-183°C

kondenzira v svetlomodro tekocino, privlaci oba magnetna pola zaradi valentnih elektronov

(paramagneten), zelo reaktiven, topen v vodi (višja T – manj topen), pridobivamo ga iz zraka in

oksidov, za dihanje, gorenje, v jeklarstvu, v medicini, v cistilnih 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; porabljajo ga rastline za rast, kriv je za kisli 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.

Ogljikovi 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: nenasicen ogljikovodik, dvojna vez, pogoste adicijske reakcije, plin

**C2H2** – etin: nenasicen 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 nekakšen + 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 vcasih 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/l29/l29.html

**Bond Angles When Molecule Has Lone Pairs**

Examples:

CH4 = 109.5o

In CH4 all the pairs are 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 **topljenec**.

60. **Nasicena raztopina** vsebuje pri doloceni T najvecjo možno kolicino **topljenca** v doloceni

kolicini **topila**.

61. **Topnost** je lastnost snovi, da se majhni delci snovi porazdelijo med gradnike druge snovi.

Kolicina **topljenca**, ki se raztopi v doloceni kolicini **topila** pri doloceni 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 prostorninskim (V2/V1) deležem (brez enot).

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

Raztopina ima nižji parni tlak kot cisto topilo, ker molekule topila **solvatizirajo** 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) parni tlak ene od komponent v zmesi je enak parnemu

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.

koli = delec

67. **Fazni diagram vode**

68. **Fazni digram CO2**

69., 70. **Znižanje zmrzišca, zvišanje vrelišca**: posledici znižanja **parnega tlaka** – raztopina,

ki ima nižji parni 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 HCl

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 doloceni 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 kislin se tvorijo oksonijevi ioni(H3O+), v vodnih raztopinah baz pa hidroksidni ioni(OH-).

Moc kislin in baz je odvisna od njihove sposobnosti oddajanja oz. sprejemanja protinov v

ravnotežnih reakcijah; pri mocnih elektrolitih je to ravnotežje pomaknjeno v desno stran, pri

šibkih pa v levo.

Raztopine **soli** lahko reagirajo kislo, ce je sol nastala pri nevtralizaciji mocne kisline in šibke baze,

nevtralno, ce je nastala pri reakciji mocne kisline in mocne baze, bazicno, ce je nastala pri reak.

mocne baze in šibke kisline.

75. **Puferske raztopine** – pufri: raztopine, katerih pH se ob dodatku kislin ali baz le malo

spremeni. Uravnavajo kislost ali bazicnost raztopin. Za pufre uporabljamo raztopine zmesi šibkih

kislin (oz. šibkih baz) in njihovih soli v razmerju 1:1. Pufri imajo pomembno vlogo v bioloških

sistemih (kri, želodcni sok, mlecna kislina v mišicah... primeri: CH3COOH, NH3, HCOOH, H3PO4).

76. **Jakost elektrolitov:** mocni elektroliti v v vodnih raztopinah skoraj popolnoma ionizirajo,

šibki elektroliti pa so v raztopinah le delno ionizirani

77. **Disociacija vode:** 2H2O(l) ßà H3O+

(aq) + OH-

(aq)

78. **pH** vrednost je negativni desetiški logaritem koncentracije oksonijevih ionov. S pH vrednostmi

opredeljujemo kislost oz. bazicnost raztopin, vrednosti so med 0 in 14 (pri pH 7 je raztopina

nevtralna – enaka koncentracija hidroksidnih in oksonijevih ionov, pri pH<7 je kisla – vecja je

koncentracija oksonijevih ionov, pri pH>7 je bazicna – vecja 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 ßà Ag+

(aq) + Cl-

(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- à Cl2 + 2e-

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

83. **Galvanski clen**: naprava, ki kemijsko energijo pretvarja v elektricno delo

(Zn + CuSO4 à ZnSO4 + Cu)

Sestavljata ga dve elektrodi (Zn, Cu), ki ju obdaja snov (elektrolit). Ce 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 clen.

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

84. **Svinceni akumulator** (galvanski clen, ki ga lahko ponovno napolnimo): 2 Pb trakova

namociš v (elektrolit) H2SO4 in priklopiš na enosmerno napetost; ena elektroda se prevlece s

PbO2, na drugi se razvija H2.

Pb0 à 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 plošci naelektrita, zato se med

prikljucki 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 à 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 zveca.

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 tekocine v

drugi tekocini), pena (mehurcki plina v tekocini), pršilo (delci tekocine 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), kozmeticna 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 preprecujejo

nastanek vecjih delcev. So vecji od delcev topljenca v raztopini. V glavni snovi se obdržijo, ker so

premajhni, da bi se zaradi zemeljske težnosti locili

92. **Kemijsko ravnotežje**: znacilnost ravnotežnostnih(obojestranskuh) reakcij je, da se del

reaktantov pretvori v produkte, nakar se koncentracija ne spreminja vec; reakcija poteka še

naprej v obe smeri, vendar je hitrost nastanka prouktov iz reaktantov enaka hitrosti razpada

produktov nazaj v reaktante.

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

N2(g) + 3H2(g) ßà 2NH3(g)

b)Heterogeno ravnot.

C(s) + H2O(g) ßà CO(g) + H2(g)

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

da zmanjša njene ucinke.

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

A(+) 2Cl- à Cl2 + 2e- oksidacija

K(-) 2Na+ + 2e- à 2Na redukcija

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

A(+) 2Cl- à Cl2 + 2e- oksidacija

K(-) 2H2O + 2e- à 2OH- + H2

Na + H2O à NaOH + H2

96. **Elektroliza vode**

A(+) 4OH- à O2 + 4e- + 2H2O

K(-) 4H+ + 4e- à 2H2

97. **Korozija**: kemijska reakcija, ki povzroca razpadanje nekaterih snovi. Dež lahko vsebuje

precej kislin, ki reagirajo s spojinami v kamnu in jih spreminjajo v drugacne – 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. rjavenje železa) pod vplivom aerosolov ali

vode. Za zašcito se uporabljajo razni premazi, lahko iz krozijsko odpornih kovin.

2.geologija: v krasoslovju raztapljanje karbonatnih kamnin zaradi kemicnega 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 živali, rastlin, cloveka,

mikroorganizmov; pri razkrojevanju organskih snovi, gorenju (lesa, fosilnih goriv, promet), iz

vulkanov. Porablja se pri fotosintezi vodnih in kopenskih rastlin.

CO2 v naravi:

- v zraku okrog 0,03%

- v mineralnih vrelcih (slatine)

- vezan predvsem v karbonatih

- v majhnih kolicinah ni strupen, v vecjih deluje kot uspavalo in 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 živali in rastlin se razkroji v NH4

+, ki

Nitrosomonas bakterije spremenijo v nitrit (NO2 ), Nitrobacter bakterije pa slednjega v obliko

nitrata(NO3

-), ki preko nenitrifikacijskih 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 pomocjo dušicnih bakterij

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

- pomembna so dušikova umetna gnojila (glej zgoraj)

103. **Umetna gnojila**:

Amonijev sulfat (Vl) - (NH4)2SO4

Amonijev nitrat (V) - NH4NO3

Secnina - CO(NH2)2

To so vse dušicna umetna gnojila.

104. **Eksplozivi**: snovi, ki jih lahko nenadoma raznese z velikim rušilnim

ucinkom. Eksplozija jezelo burna eksotermna reakcija pri kateri iz eksploziva

nastanejo plini. Smodnik je eksplozivna mešanica kalijevega nitrata, ogljika

in žvepla. Glavna sestavina dinamita je nitroglicerin.

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

, povezanih vponavljajocem se zaporedju. Imajo veliko molekulsko maso.

Poznamo naravne in sinteticnepolimere.

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

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

(H2CO3 in Na2CO3) ali šibkih baz in njihovih kislih soli (NH4OH in NH4CI).

Delujejo kot stabilizatorji pH, saj se pH sistema tudi ob dodatku močne

kisline ali močne baze ne spremeni veliko.