

SPLOŠNA VPRAŠANJA

http://rcul.uni-lj.si/~fn01leban/kem/izpitna_snov_bio.html

- | | | | |
|-----|--|------|-----------------------------------|
| 1. | Kemijska nomenklatura | 57. | Indukcijske sile |
| 2. | Zakon o ohranitvi mase | 58. | Disperzijske sile |
| 3. | Zakon o stalni sestavi | 59. | Raztopine |
| 4. | Daltonova atomska teorija | 60. | Nasicena raztopina |
| 5. | Plinski zakoni | 61. | Topnost |
| 6. | Gostota plinov | 62. | Koncentracije raztopin |
| 7. | Gay-Lussacov zakon | 63. | Procentnost, molarnost, molalnost |
| 8. | Avogadrov zakon | 64. | Parni tlak raztopin |
| 9. | Definicija 1 mola | 65. | Raoultov zakon |
| 10. | Formula-molekula | 66. | Koligativne lastnosti raztopin |
| 11. | Relativna atomska masa | 67. | Fazni diagram vode |
| 12. | Relativna molekulska masa | 68. | Fazni digram CO ₂ |
| 13. | Molska masa | 69. | Zvišanje vrelišča |
| 14. | Določevanje rel. atomskih mas | 70. | Znižanje zmrzišča |
| 15. | Periodni sistem elementov | 71. | Osmotski tlak |
| 16. | Kriterij za razvrstitev | 72. | Elektroliti, neelektroliti |
| 17. | Zgradba atoma | 73. | Stopnja disociacije |
| 18. | Sestava atomskega jedra | 74. | Kislina, baze, soli |
| 19. | Kvantna števila | 75. | Puferske raztopine |
| 20. | Izotopi | 76. | Jakost elektrolitov |
| 21. | Ionizacijska energija | 77. | Disociacije vode |
| 22. | Elektronska afiniteta | 78. | pH |
| 23. | Radioaktivnost | 79. | Ionske reakcije |
| 24. | Paulijev princip | 80. | Hidroliza |
| 25. | Hundovo načelo | 81. | Topnostni produkt |
| 26. | Aufbau princip | 82. | Elektroliza |
| 27. | Elektronska konfiguracija | 83. | Galvanski členi |
| 28. | Glavne skupine P.S. | 84. | Svinčni akumulator |
| 29. | Stranske skupine P.S. | 85. | Gorilna celica |
| 30. | s elementi | 86. | Redoks reakcije |
| 31. | p elementi | 87. | Oksidacija - redukcija |
| 32. | d, f elementi | 88. | Koloidne raztopine (p108!) |
| 33. | Energija pri kem. reakcijah | 89. | Pridobivanje koloid. raztopin |
| 34. | Eksotermna reakcija | 90. | Lastnosti koloidov |
| 35. | Endotermna reakcija | 91. | Površinska kemija |
| 36. | Hessov zakon | 92. | Kemijsko ravnotežje |
| 37. | Agregatna stanja | 93. | Le Chatelierov princip |
| 38. | Kristali, tekočina, plin | 94. | Elektroliza taline NaCl |
| 39. | Tipi kemijskih vezi | 95. | Elektroliza raztopine NaCl |
| 40. | Ionska vez | 96. | Elektroliza H ₂ O |
| 41. | Kovalentna vez | 97. | Korozija |
| 42. | Koordinacijska vez | 98. | Zrak |
| 43. | Kristal NaCl _{6/6} | 99. | CO ₂ v naravi |
| 44. | Molekula H ₂ | 100. | Dušik v naravi |
| 45. | Molekula O ₂ | 101. | Pitna voda |
| 46. | Molekula N ₂ | 102. | Varstvo okolja |
| 47. | Molekula HCl | 103. | Umetna gnojila |
| 48. | Hibridizacija C | 104. | Eksplozivi |
| 49. | Molekule C ₂ H ₆ , C ₂ H ₄ , C ₂ H ₂ | 105. | Polimeri |
| 50. | Kovinska vez | 106. | Topla greda |
| 51. | Medmolekulske sile | 107. | Ozonska luknja |
| 52. | Vodikova vez | 108. | Pregled glavnih skupin |
| 53. | Polarne in nepolarne molekule | 109. | Pregled stranskih skupin |
| 54. | VSEPR-primeri | 110. | Zlatotopka |
| 55. | Elektronegativnost | 111. | Masno razmerje |
| 56. | Orientacijske sile | | |

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 ($\rho = m/V$ [kg/l]); pri plinih je prostornina odvisna od P in T, zato za pline navajamo gostoto pri normalnih pogojih – **normalna gostota (ρ_n)**: masa prostorninske enote plina pri normalnih pogojih.

Normalni pogoji:

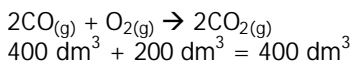
$T = 273$ K

$P = 101,3$ 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:



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 $6,02 \cdot 10^{23}$ delcev (atomov, molekul, elektronov ali ionov) oz. toliko delcev, kot je atomov ^{12}C v 12 g ogljika ^{12}C . Mol je enota za kolicino snovi.

10. **Formula – molekula**: ????

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

12. **Relativna molekulska (formulska) masa – F_r** : $S A_r$

$\text{NaCl}_{(s)}$ = formula! Molekule z enim Na in enim Cl ni!

13. **Molska masa – M** : masa enega mola snovi [g/mol]; ATOMI: $M = A_r \cdot \text{g/mol}$, MOLEKULE oz.

FORMULE: $M = F_r \cdot \text{g/mol}$

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

15. Periodni sistem

16. Kriterij za razvrstitev

17. Zgradba atoma

18. Sestava atomskega jedra

19. Kvantna števila

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 – ${}_Z\text{C}$) in različna **masna števila** (skupno število protonov in nevtronov v jedru – ${}^{12}\text{C}$). Izotopi so lahko naravni ali umetni.

21. **Ionizacijska energija** ali **ionizacijski potencial** (ionizacija – proces tvorbe ionov):

energija, ki jo je treba dovesti, da poteče ionizacija (?)^{*}; energija, ki je potrebna, da odtrgamo e^- .

$M_{(g)} = M_{(g)}^+ + e^-$; ?H > 0 (endotermen proces);

KOVINE: nizka

NEKOVINE: visoka

VODIK: visoka

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

$X_{(g)} + e^- = X_{(g)}^{1-}$; ?H < 0 (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 načelo**: elektroni se polnijo v enakovredne energetske orbitale tako, da je čimveč 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 klopce v parku? najprej se napolnijo spodnje... in to z nasprotnim spinom ☺); 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 talku

34. **Eksotermna reakcija ($\Delta H < 0$):** kemijska reakcija, pri kateri se toplota sprošča.

35. **Endotermna reakcija ($\Delta H > 0$):** kemijska reakcija, pri kateri se toplota porablja.

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

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 intermedijata).

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

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

38. **Kristali, tekočina, plin**

tekočine, plini: majhne F_r

kristali: velike F_r

Kristali: pravilna periodična razporeditev gradnikov

molekulski kristali – šibke molekulske vezi: I_2 , S_8 , 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 tališči in vrelišči; topni v polarnih topilih; razpadejo pod vplivom el. toka; geometrija delcev r_a/r_k^*
kovalentna	skupni elektronski pari nekovina-nekovina	????
kovinska	kovinski ioni in elektroni	kristali s kovinskimi lastnostmi; prevodniki elektrike
medmolekularne vezi	Van der Waalsove sile ^{56,57,58}	nizka tališča in vrelišča

* r_a – radij aniona

r_k – radij kationa

42. **Koordinacijska vez** – kovalentna vez, pri kateri prispeva oba elektrona v vezi isti atom, gre za nevezni elektronski par (primer NH_4^+).

43. **Kristal $NaCl_{6/6}$:** ionski kristal (gradniki so ioni), neusmerjene ionske vezi so dokaj mocne, kristal je obstojen in ima visoko tališče, je drobljiv (ioni se odbijajo), koordinacijsko št. je 6/6 (6

Cl⁻ obkroža en Na⁺ in obratno), kristalna struktura je kubični, najpogostejši sklad, ima ploskovno centrirano kubično osnovno celico, ne prevaja el. toka (talina pa).

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

45. **Molekula O₂**: najpogostejši element na Zemlji (21% volUмна atmosfere, plin, pri T=-183°C kondenzira v svetlomodro tekočino, privlači 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 → 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 → 2NO + O₂ → 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 mogoče 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 privlači 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)

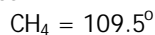
<http://www.chem.arizona.edu/~salzmanr/103a004/nts004/l29/l29.html>

Bond Angles When Molecule Has Lone Pairs

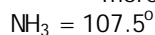
Lone pairs, of course, do not have bond angles, but their presence in a molecule can influence the bond angle formed by s-bonded pairs.

The principle is that lone pairs take up more space than s-bonded pairs. So the presence of lone pairs may crowd the s-bonded pairs into a smaller space than we would expect and thus decrease the bond angles of the s-bonded pairs.

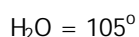
Examples:



In CH_4 all the pairs are s-bonded pairs. No one pair takes up more space than any other pair.



In NH_3 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 109.5° to 107.5° .



In H_2O there are two lone pairs which crowd the two s-bonded pairs even more to reduce the nominal 109.5° even further to 105° .

The order of repulsive interaction of electron pairs is that

lone pair - lone pair > lone pair - s-bond pair > s-bond pair - s-bond pair.

This same effect alters the bond angles in molecules with expanded octets.

55. **Elektronegativnost**: moc atoma, da privlaci elektrone v molekuli. Atome s šibko elektronegativnostjo označujemo 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 središčem 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 več snovi. Snov, ki je v prebitku, imenujemo **topilo**, snov, ki se v topilu raztopi, pa **topljenec**.

60. **Nasicena raztopina** vsebuje pri določeni T največjo možno 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]) topjenca v celotni prostornini raztopine. Sestavo raztopin lahko opišemo tudi z masnim (w), množinskim (x) ali prostorninskim (V_2/V_1) deležem (brez enot).
Delež = del/celota

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

- procentnost – masni delež
- molarnost (množinska koncentracija) – $c_T = n_T/V_T$
- molalnost – $b = n_T/m_T$

64. **Parni tlak raztopin**:

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

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

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

65. **Raoultov zakon**: parcialni (delni) parni tlak ene od komponent v zmesi je enak parnemu tlaku čiste komponente, pomnožene z njenim molskim deležem v tekočini.

Raoult's Law

We know that the vapor pressure is caused by molecules escaping from the surface of a liquid into the gas phase. There is a competition between the intermolecular forces trying to keep the molecules in the liquid and the kinetic energy trying to release the molecules. At any given temperature there is a distribution of kinetic energies and some fraction of molecules will have enough energy to escape. If we increase the temperature that fraction is larger and the vapor pressure increases.

There is another way to influence the vapor pressure of a liquid. If we can reduce the number of molecules at the surface then there will be fewer molecules to escape and the vapor pressure of the solvent will decrease.

The number of molecules at the surface of a liquid is proportional to the mole fraction of the liquid, X_{solvent} , so that the vapor pressure should be proportional to the mole fraction. Raoult's law makes this statement into an equation,

$$p_{\text{solvent}} = X_{\text{solvent}} p_{\text{solvent}}^{\circ}$$

Where $p_{\text{solvent}}^{\circ}$ is the vapor pressure of the pure solvent. Raoult's law does not depend on what the solute is, only on the number of particles of solute relative to the number of particles of solvent.

For example, the vapor pressure of water is 23.8 Torr at 25°C. If we dissolve one mol of sugar (a nonionic compound) in nine mol of water the mole fraction of water is 0.90. The vapor pressure of water in the solution becomes,

$$\begin{aligned} p_{\text{water}} &= X_{\text{water}} p_{\text{water}}^{\circ} \\ &= 0.90 \times 23.8 \text{ Torr} \\ &= 21.4 \text{ Torr.} \end{aligned}$$

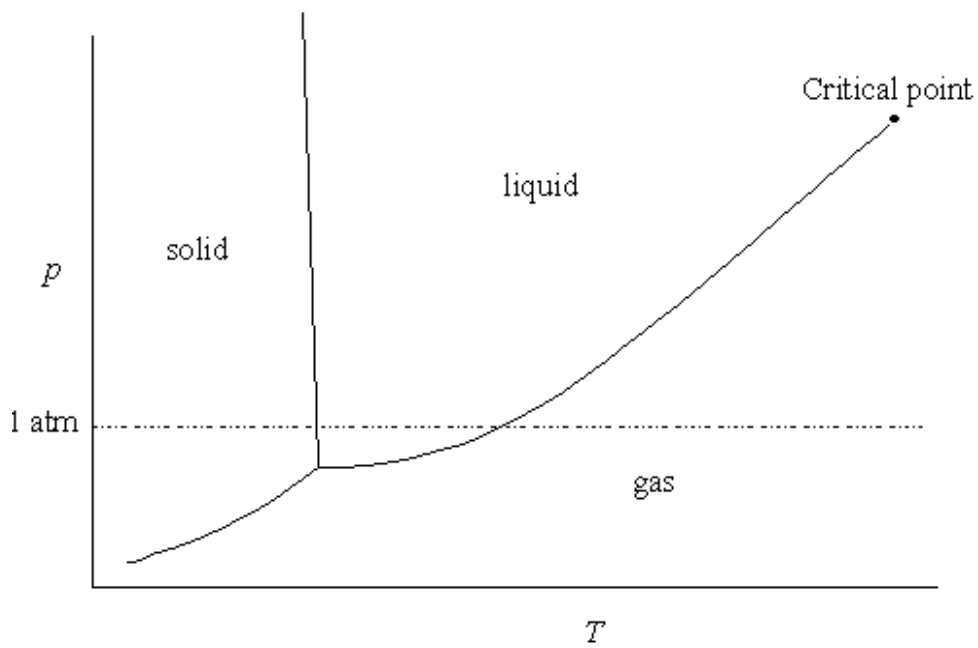
Note that we are counting particles so that mole fraction has to be the mole fraction of particles. If we had used NaCl in the above example the one mol of NaCl would give two mol of particles (Na^+ ions and Cl^- ions) so that the mole fraction of water for purposes of Raoult's law - and the rest of the colligative properties - would be 9/11.

This correction for ionic compounds is accounted for formally by the introduction of a factor, i , called the "van't Hoff factor." The van't Hoff factor is approximately the number of moles of particles that will be obtained in water solution from one mole of solute compound. For fairly dilute ionic solutions this approximation is reasonable. As we go to higher concentrations the approximation becomes less valid and the van't Hoff factor must be calculated some other way. For our purposes we will regard the van't Hoff factor for NaCl to be 2, that for Na_2SO_4 to be 3, and so on.

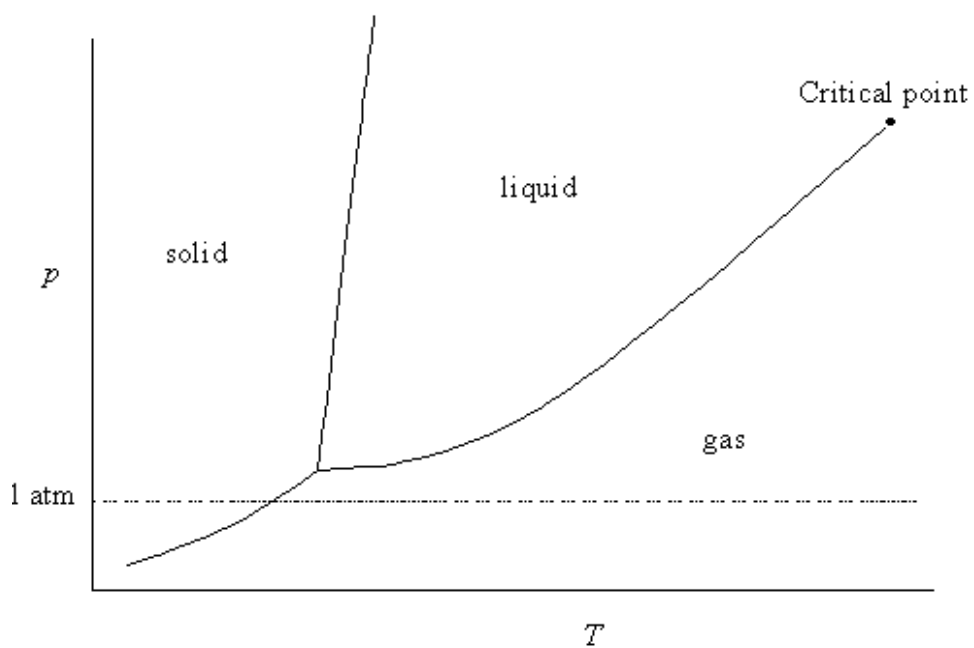
66. **Koligativne lastnosti raztopin**: (fizikalne) lastnosti raztopin, odvisne od števila delcev topljenca – parni tlak, znižanje zmrzišča, zvišanje vrelišča, osmotski tlak.

koli = delec

67. **Fazni diagram vode**



68. Fazni digram CO_2



69., 70. **Znižanje zmrzišča, zvišanje vrelišča:** 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 večjo koncentracijo.

72. Elektroliti, neelektroliti

Elektrolit : spojina, ki prevaja električni 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 električni tok.

	KISLINE	BAZE	SOLI
MOCNE	HCl H ₂ SO ₄ HNO ₃	NaOH KOH Ba(OH) ₂	vse soli
ŠIBKE	organske kisline npr. CH ₃ COOH	NH ₃	HgCl ₂

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).

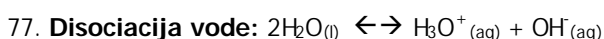
74. Kisline, baze, soli:

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 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 protonov v ravnotežnih reakcijah; pri mocnih elektrolitih je to ravnotežje pomaknjeno v desno stran, pri šibkih pa v levo.

Raztopine **soli** lahko reagirajo kislino, če je sol nastala pri nevtralizaciji mocne kisline in šibke baze, nevtralno, če je nastala pri reakciji mocne kisline in mocne baze, bazicno, če je nastala pri reakciji 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, želodčni sok, mlečna 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



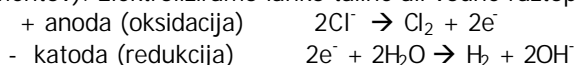
78. **pH** vrednost je negativni desetiški logaritem koncentracije oksonijevih ionov. S pH vrednostmi opredeljujemo kislost oz. bazicnost raztopin, vrednosti so med 0 in 14 (pri pH 7 je raztopina nevtralna – enaka koncentracija hidroksidnih in oksonijevih ionov, pri pH<7 je kislina – večja je koncentracija oksonijevih ionov, pri pH>7 je bazicna – 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(H_2S , CO_2 , HCN , NH_3, \dots). Ionske reakcije so obicajno hitre. Primer nedisociirane oblike enacbe: $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \Rightarrow H_2O_{(l)} + NaCl_{(aq)}$

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

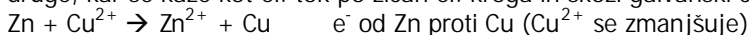
81. **Topnostni produkt:** $AgCl \leftrightarrow Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ (topnostni produkt je tu (Ag^+) in (Cl^-))

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

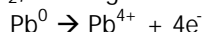


83. **Galvanski clen:** naprava, ki kemijsko energijo pretvarja v elektricno delo ($Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$)

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.

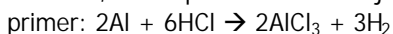


84. **Svinceni akumulator** (galvanski clen, ki ga lahko ponovno napolnimo): 2 Pb trakova namociš v (elektrolit) H_2SO_4 in priklopiš na enosmerno napetost; ena elektroda se prevlece s PbO_2 , na drugi se razvija H_2 .



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 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.



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).

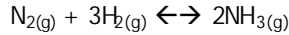
Koloidno stanje: stanje snovi, kadar je porazdeljena v delcih z velikostjo med 0,1 in 10 nm.

89. **Pridobivanje koloidnih raztopin:** steklo + koloidni delci zlata = steklo z barvo rubina. Barve so koloidne emulzije (pokrivajo površino, ko voda izhlapi), kozmetična sredstva (emulzije olja v vodi), ko voda izhlapi se koža ohlaja, blato v reki ali morju so skupki koloidnih delcev.

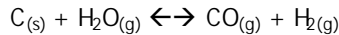
90. Vsi **koloidni delci** imajo enak predznak, zato se med sabo odbijajo in s tem preprečujejo nastanek večjih delcev. So večji od delcev topljenca v raztopini. V glavni snovi se obdržijo, ker so premajhni, da bi se zaradi zemeljske težnosti locili

92. **Kemijsko ravnotežje:** značilnost ravnotežnostnih (obojeustranskih) 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 produktov iz reaktantov enaka hitrosti razpada produktov nazaj v reaktante.

a) Homogeno ravnotežje (enako agregatno stanje vseh snovi)

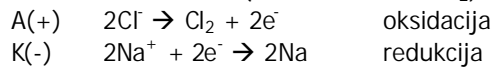


b) Heterogeno ravnotežje.

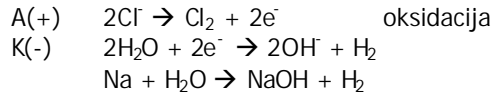


93. **Le Chatelierov princip:** zakon, ki trdi, da se sistem v ravnotežju prilagodi spremembi tako, da zmanjša njene učinke.

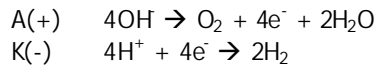
94. **Elektroliza taline NaCl:** ($2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$)



95. **Elektroliza raztopine NaCl:** ($2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$)



96. **Elektroliza vode**



97. **Korozija:** kemijska reakcija, ki povzroca razpadanje nekaterih snovi. Dež lahko vsebuje precej kislin, ki reagirajo s spojinami v kamnu in jih spreminjajo v drugačne – 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 zaščito se uporabljajo razni premazi, lahko iz kromijsko odpornih kovin.

2. geologija: v krasoslovju raztapljanje karbonatnih kamnin zaradi kemičnega vpliva vode, ki vsebuje raztopljen CO_2 .

98. **Zrak:** 78% dušika, 21% kisika, 1% Ar, 0,03% CO_2 , 0,5% vode.

99. **CO_2 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.

CO_2 v naravi:

- v zraku okrog 0,03%
- v mineralnih vrelih (slatine)
- vezan predvsem v karbonatih
- v majhnih količinah ni strupen, v večjih deluje kot uspavalno in celo kot strup

100. **Dušik v naravi:** v zraku ga je 78% v obliki N_2 , nekaj ga je vezanega v NO_2 in NO_3 tega porabljajo bakterije in alge, ki vežejo plinasti dušik. Po smrti živali in rastlin se razkroji v NH_4^+ , ki Nitrosomonas bakterije spremenijo v nitrit (NO_2^-), Nitrobacter bakterije pa slednjega v obliko nitrata (NO_3^-), ki preko nitrifikacijskih bakterij prehaja nazaj v dušik N_2 .

N_2 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 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 (VI) - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Amonijev nitrat (V) - NH_4NO_3

Secnina - $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

To so vse dušična umetna gnojila.

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

105. **Polimeri** – snovi, sestavljene iz številnih monomerov (majhnih molekul), povezanih v ponavljajočem se zaporedju. Imajo veliko molekularno maso. Poznamo naravne in sintetične polimere.

110. **Zlatotopka:** zmes klorovodikove (HCl) in dušikove (HNO_3) kisline, ki raztoplja zlato (Au).

Literatura:

- Brencic, J., Lazarini, F. (1992) Splošna in anorganska kemija, Ljubljana, DZS
- Petric, A. (2001) Organska kemija, interno študijsko gradivo, Ljubljana, UL
- Slovar slovenskega knjižnega jezika
- Wertheim, J. & Co. (1991) Kemija – slikovni pojmovnik, Ljubljana, TZS
- <http://www.chem.arizona.edu/~salzmanr/>

+ zapiski s predavanj

PS: pogledj tudi http://rcul.uni-lj.si/~fn01leban/kem/izpiti_bio.html