

Saturs

1. PAMATJĒDZIENI ĶĪMIJĀ	8
1.1. Matērija. Viela un lauks	8
1.2. Ķīmija un ķīmiskā rūpniecība	9
1.3. Viela un tās pamatsastāvdaļas	10
1.4. Ķīmijā visbiežāk izmantotie fizikālie lielumi un to mērvienības	11
1.5. Vielas daudzums. Mols. Stehiometrija	12
1.6. Molmasa	13
1.7. Moltilpums	15
1.7.1. Ideālo gāzu likumi	15
1.7.2. Molmasas noteikšana gāzveida vielām, ja zināms to blīvums	18
1.7.3. Gāzes parcelālais spiediens gāzu maisījumā	19
1.8. Mollādiņš	19
1.9. Ķīmijas kvantitatīvie likumi	19
1.9.1. Masas un enerģijas nezūdamības likums	20
1.9.2. Sastāva nemainības likums	20
1.10. Ķīmisko reakciju veidi un to klasifikācija	21
Uzdevumu risināšanas piemēri	21
2. MOLEKULĀRO SAVIENOJUMU EMPĪRISKĀS, MOLEKULFORMULAS UN STRUKTŪRFORMLAS	24
2.1. Savienojumu empīriskās formulas	24
2.2. Molekulformulas un to sastādīšana	24
2.3. Struktūrformulas	25
Uzdevuma risināšanas piemērs	26
3. ĶĪMISKO REAKCIJU STEHIOMETRISKIE VIENĀDOJUMI UN STEHIOMETRISKIE APRĒĶINI	27
3.1. Stehiometriskās shēmas	27
3.2. Teorētiskais un praktiskais reakcijas produktu iznākums un reakcijas teorētisko iznākumu limitējošais reaģents	28
Uzdevumu risināšanas piemēri	29
4. PRIEKŠSTATA PAR ATOMA UZBŪVI VĒSTURISKĀ ATTĪSTĪBĀ	33
4.1. Katodstari	33
4.2. Tomsona atoma modelis	34
4.3. Rentgenstari	34
4.4. Rezerforda atoma modelis	36
4.5. Elektromagnētiskais starojums. Emisijas un absorbcijas spektri	36
4.6. Bora atoma uzbūves modelis	39
4.7. Elektronu vilnis	41
4.8. Heizenberga nenoteiktības princips	42
5. ATOMA UZBŪVES MODELIS MŪSDIENU SKATĪJUMĀ NO KVANTU MEHĀNIKAS VIEDOKĻĀ	43
5.1. Elektronu kustība atomos	44
5.2. Kvantu skaitļi	46
5.2.1. Galvenais kvantu skaitlis	46
5.2.2. Orbitālais kvantu skaitlis	46
5.2.3. Magnētiskais kvantu skaitlis	48
5.3. Spins	50
5.4. Elementu elektronu konfigurācijas un enerģijas līmeņu aizpildīšanās secība daudzelektronu atomos	50
5.4.1. Pauli princips	50

5.4.2. Hunda likums	52
5.4.3. Klečkovska likumsakarība	52
5.4.4. Atomu ierosināta stāvokļa attēlošana elektronformulā	54
5.5. Atoma valence jeb vērtība	54
6. ĶĪMISKO ELEMENTU PERIODISKAIS LIKUMS	55
6.1. Periodiskās sistēmas uzbūves pamatprincipi	55
6.1.1. Periodi	55
6.1.2. Grupas	57
6.2. Elementi ar metāliskajām un nemetāliskajām īpašībām periodiskajā sistēmā	60
6.3. Elementu metālisko un nemetālisko īpašību maiņa periodos	60
6.4. Atomu rādiusi	61
6.5. Elementu efektīvo rādiusu maiņa periodos un grupās	62
6.6. Jonizācijas enerģija	62
6.8. Elektrotieksme	65
6.8. Elektronegativitāte	65
7. ĶĪMISKĀ SAITE	68
7.1. Valences saišu (VS) metode. Kovalentā saite	69
7.1.1. Kovalentās saites virziens. σ un π saites	69
7.1.2. Molekulas ar nepolāro un polāro kovalento saiti	71
7.2. Molekulu ģeometriskā forma un atomu orbitāļu hibridizācija	72
7.2.1. sp hibridizācija	73
7.2.2. sp^2 hibridizācija	74
7.2.3. sp^3 hibridizācija	76
7.2.5. Nedalītie elektroni un hibridizācija	77
7.3. Jēdziens par delokalizētu ķīmisko saiti	78
7.4. Jonu saite	81
8. IESKATS MOLEKULĀRO ORBITĀĻU TEORIJAS PAMATOS	83
8.1. Saites kārta	84
8.2. σ - un π - saistītāj- un irdinātāj- molekulārās orbitāles	84
9. VIELU STĀVOKĻI UN SAISTĪBU VEIDI MOLEKULU MIJIEDARBĪBU REZULTĀTĀ	88
9.1. Nevalentie mijiedarbības veidi	88
9.2. Donorakceptorā mijiedarbība	91
9.3. Ūdeņraža saite	91
10. VIELAS CIETĀ STĀVOKĻĪ	93
10.1. Cietas vielas ar kovalenti saistītu atomu kristālrežģi	95
10.2. Cietas vielas ar metāliski saistītu atomu kristālrežģi	96
10.3. Cietas vielas ar molekulāro kristālrežģi	96
10.4. Cietas vielas ar jonu kristālrežģi	96
10.5. Reālie kristāli	97
11. ĶĪMISKO PROCESU ENERĢĒTIKA	99
11.1. Ķīmisko procesu norises termodinamiskie pamatjēdzieni	100
11.2. Reakciju siltumefekts. Iekšējā enerģija. Entalpija	102
11.3. Termoķīmiskie vienādojumi	104
11.4. Vielu rašanās standartentalpijas. Hesa likums	105
11.5. Standartentalpijas izmaiņa apgriezeniskās reakcijās	106
11.6. Hesa likuma izmantošana termoķīmiskajos aprēķinos	107
11.7. Faktori, kas nosaka procesu patvaļīgu norisi	107
11.7.1. Jēdziens par entropiju	108
11.7.2. Entropijas izmaiņas aprēķināšana	109
11.7.3. Sistēmas brīvā enerģija jeb Gībsa enerģija	109
11.7.4. Vielu rašanās Gībsa enerģijas standartizmaiņas $\Delta G_{\text{raš}}^{\circ}$ un Reakciju Gībsa enerģijas standartizmaiņas $\Delta G_{\text{reakc}}^{\circ}$	111
Uzdevumu risināšanas piemēri	112

12. KĪMISKO REAKCIJU ĀTRUMS UN LĪDZSVARS HOMOĢĒNĀS UN HETEROĢĒNĀS SISTĒMĀS.....	116
12.1. Kīmisko reakciju ātrums	116
12.2. Kīmiskā kinētika homogēnās un heterogēnās sistēmās	119
12.3. Homogēnu kīmisko reakciju ātruma atkarība no reaģējošo vielu koncentrācijām. Reakcijas ātruma konstante. Reakcijas pakāpe jeb kārtā.....	120
12.4. Kinētiskie vienādojumi, ar kuru palīdzību iespējams noteikt reaģentu koncentrāciju procesa norises jebkurā laika momentā.....	122
12.5. Heterogēno kīmisko reakciju ātrums	125
12.6. Reakcijas ātruma atkarība no temperatūras.....	125
12.6.1. Aktivācijas enerģija	125
12.6.2. Temperatūras ietekme uz reakcijas ātrumu.....	127
12.7. Jēdziens par katalīzi un katalizatoriem	128
13. KĪMISKAIS LĪDZSVARS. KĪMISKĀ LĪDZSVARA KONSTANTE.....	131
13.1. Kīmiskais līdzsvars heterogēnās sistēmās	133
13.2. Lešateljē princips. Ārējo apstākļu ietekme uz kīmisko līdzsvaru.....	133
13.2.1. Līdzsvara reakcijas koeficients	134
13.2.2. Vielu koncentrāciju izmaiņu ietekme uz līdzsvaru.....	134
13.2.3. Temperatūras ietekme uz līdzsvara stāvokli	134
13.2.4. Spiediena ietekme uz līdzsvara stāvokli	135
Uzdevumu risināšanas piemēri	135
14. ŠĶĪDUMI	141
14.1. Dispersās sistēmas	141
14.1.1. Rupji dispersās sistēmas	141
14.1.2. Koloidālās sistēmas	141
14.2. Īstie šķīdumi	143
14.2.1. Šķīdumu veidošanās	143
14.2.2. Šķīdība	146
14.2.3. Gāzu šķīdība.....	147
14.3. Šķīdumu kvantitatīvais sastāvs.....	148
14.3.1. Izšķīdušās vielas daļa	148
14.3.2. Šķīdināmās vielas attiecība pret šķīdinātāju	149
14.3.3. Izšķīdušās vielas koncentrācija	149
14.4. Jēdziens par elektrolītu un neelektrolītu šķīdumiem.....	150
14.5. Šķīdumu koligatīvās īpašības	151
14.5.1. Osmotiskais spiediens.....	151
14.4.2. Šķīdumu piesātināta tvaika spiediena pazeminājums.....	152
14.4.3. Jēdziens par fāzu diagrammām. Šķīdumu viršana un sasaldšana.....	154
14.4.4. Elektrolītu ūdens šķīdumu koligatīvās īpašības	157
Uzdevumu risināšanas piemēri	160
15. SKĀBES UN BĀZES	169
15.1. Protolītu teorijas pamatjēdzieni.....	169
15.2. Ūdens kā amfiprotiskā šķīdinātāja autoprotolīze.....	172
15.2.1. Ūdeņraža eksponents	173
15.2.2. pH noteikšana. Jēdziens par indikatoriem	174
15.3. Līdzsvāri skābju un bāzu ūdens šķīdumos. Skābju un bāzu stiprums ūdens šķīdumos	175
15.3.1. K_A un K_B izmantošana skābju un bāzu šķīdumu pH aprēķināšanai	178
15.3.2. Protolīzes pakāpe. Ostvalda atšķaidīšanas likums.....	181
15.3.3. Protolītiskie līdzsvāri sāļu ūdens šķīdumos	183
15.3.4. pH aprēķināšana sāļu ūdens šķīdumos	184
15.4. Jēdziens par amfotēriem hidroksīdiem	185
15.5. Līdzsvāri heterogēnās sistēmās. Šķīdības konstante.....	186
15.6. Jonu apmaiņas reakcijas.....	187
15.7. Vāju skābju un bāzu protolītisko reakciju virziens.....	189

22.4. Koroziju veicinoši faktori	258
22.5. Polarizācija korozijas procesā	259
23. METĀLU AIZSARDŽĪBA PRET KOROZIJU	260
23.1. Materiālu izvēle	260
23.2. Korozijas vides apstrāde	260
23.3. Piemērotas konstrukcijas izvēle.....	261
23.4. Aizsargpārklājumi	261
23.4.1. Metāliskie pārklājumi	261
23.4.2. Metālisko pārklājumu uznešanas metodes	262
23.4.3. Nemetāliskie pārklājumi	263
23.4.4. Ķīmiskie pārklājumi	264
23.5. Elektroķīmiskā aizsardzība	265
23.5.1. Aizsardzības metode no ārēja līdzstrāvas avota (katodaizsardzība)	266
23.5.2. Protektoraizsardzība	266
23.5.3. Anodaizsardzība	267
24. ŪDENS DABĀ.....	268
24.1. Piemaisījumi ūdenī	269
24.2. Prasības ūdens kvalitātei	269
24.3. Galvenie ūdens attīrīšanas procesi	270
24.3.1. Rupji disperso daļiņu atdalīšana.....	270
24.3.2. Koagulācija	270
24.3.3. Ūdens dezinfekcija	271
24.3.4. Ūdens cietība.....	271
24.3.5. Ūdens cietības novēršana jeb samazināšana	272
Ūdevumu risināšanas piemēri	273
PIELIKUMI	276
1. pielikums.....	276
2. pielikums.....	276
3. pielikums.....	280
4. pielikums.....	281
5. pielikums.....	282
6. pielikums.....	282
7. pielikums.....	284
IZMANTOTĀ LITERATŪRA	286