

# INHOUD

---

<b>INLEIDING</b>	19
<b>DEEL 1: SAMENSTELLING EN EIGENSCHAPPEN VAN DE MATERIE</b>	21
<b>HOOFDSTUK 1: DE SAMENSTELLING VAN DE MATERIE</b>	23
1.1 Chemische en fysische eigenschappen	23
1.2 Elementen, verbindingen en mengsels	24
1.3 De massawetten	25
1.3.1 De wet van het behoud van de massa	25
1.3.2 De wet van de constante massaverhouding	25
1.3.3 De wet van de veelvuldige verhoudingen	25
1.4 De atoomtheorie van Dalton	26
1.5 Atomen	27
1.5.1 De samenstelling van het atoom	27
1.5.2 Karakteristieken van atomen	29
1.5.2.1 <i>De naam</i>	29
1.5.2.2 <i>Het symbool</i>	29
1.5.2.3 <i>Het atoomnummer</i>	29
1.5.2.4 <i>Het massagetal</i>	29
1.5.2.5 <i>Isotopen</i>	29
1.5.2.6 <i>De relatieve atoommassa</i>	30
1.5.3 Het periodiek systeem	31
1.6 Zuivere stoffen	31
1.6.1 Covalente en ionische stoffen	32
1.6.2 Karakteristieken van zuivere stoffen	32
1.6.2.1 <i>De chemische formule</i>	32
1.6.2.2 <i>De relatieve moleculemassa</i>	34
1.7 De mol en de molaire massa	34

1.8	Mengsels	34
1.8.1	Soorten mengsels	34
1.8.2	De scheiding van mengsels	35
1.8.3	De samenstelling van mengsels	36
1.8.3.1	<i>De molfractie</i>	36
1.8.3.2	<i>De procentuele samenstelling</i>	36
1.8.3.3	<i>Parts per million, parts per billion</i>	37
1.8.3.4	<i>De massaconcentratie, de molariteit en de normaliteit</i>	37
1.8.3.5	<i>De molaliteit</i>	38
1.9	De aggregatietoestanden	38
<b>HOOFDSTUK 2: DE ATOOMSTRUCTUUR EN DE PERIODIEKE EIGENSCHAPPEN</b>		<b>39</b>
2.1	Het kwantummechanisch atoommodel	39
2.1.1	De vergelijking van Schrödinger	39
2.1.2	Golffuncties	40
2.1.3	Atoomorbitalen en kwantumgetallen	41
2.2	De structuur van het waterstofatoom	42
2.2.1	De atoomorbitalen van het waterstofatoom	42
2.2.2	Het energiediagram	47
2.2.3	De radiale waarschijnlijkheidsverdeling	49
2.3	De structuur van polyelektronische atomen	50
2.3.1	Het spinkwantumgetal	50
2.3.2	De opsplitsing van energieniveaus	51
2.3.3	Elektronenconfiguraties	53
2.3.3.1	<i>Algemene regels</i>	53
2.3.3.2	<i>Elektronenconfiguraties van atomen in de grondtoestand</i>	54
2.3.3.3	<i>Elektronenconfiguraties van ionen</i>	57
2.3.4	De magnetische eigenschappen van atomen	58
2.4	De periodieke eigenschappen	58
2.4.1	Het periodiek systeem	58
2.4.2	De effectieve kernlading	60
2.4.3	De afmetingen van atomen en ionen	61
2.4.3.1	<i>Atomen</i>	61
2.4.3.2	<i>Ionen</i>	63
2.4.4	De ionisatie-energie	63
2.4.5	De elektronenaffiniteit	66
2.4.6	De elektronegativiteit	67

---

<b>HOOFDSTUK 3: DE CHEMISCHE BINDING – ALGEMENE BEGRIPPEN</b>	<b>69</b>
3.1 Soorten bindingen	69
3.1.1 De ionische binding	69
3.1.1.1 <i>Kationen</i>	70
3.1.1.2 <i>Anionen</i>	71
3.1.1.3 <i>Polyatomische ionen</i>	71
3.1.2 De covalente binding	71
3.1.2.1 <i>De gewone covalente binding</i>	72
3.1.2.2 <i>De coördinatieve covalente binding</i>	72
3.1.3 De polaire covalente binding	72
3.1.3.1 <i>Partiële ladingen</i>	73
3.1.3.2 <i>Elektronegativiteiten</i>	73
3.1.3.3 <i>Het dipoolmoment</i>	74
3.1.4 De binding in metalen	75
3.2 Het energetisch aspect van de chemische binding	75
3.2.1 De energieveranderingen bij een ionische binding	75
3.2.1.1 <i>Vorming van gasvormige ionenparen</i>	76
3.2.1.2 <i>Vorming van vaste ionische stoffen</i>	77
3.2.1.3 <i>Conclusie</i>	79
3.2.2 De energieveranderingen bij een covalente binding	79
3.2.2.1 <i>Moleculaire covalente stoffen</i>	79
3.2.2.2 <i>Covalente netwerken</i>	81
3.2.2.3 <i>Conclusie</i>	81
3.3 De bindingsenergie en de bindingslengte	81
3.3.1 De bindingsenergie	81
3.3.2 De bindingslengte	83
3.3.2.1 <i>Ionische bindingen</i>	84
3.3.2.2 <i>Covalente bindingen</i>	84
3.4 Lewisformules	85
3.4.1 Het afleiden van Lewisformules	86
3.4.1.1 <i>Het skelet</i>	86
3.4.1.2 <i>De octetregel</i>	86
3.4.1.3 <i>Formele ladingen</i>	87
3.4.1.4 <i>Eerste methode voor het afleiden van Lewisformules</i>	87
3.4.1.5 <i>Tweede methode voor het afleiden van Lewisformules</i>	87
3.4.1.6 <i>Voorbeelden</i>	88
3.4.2 Uitzonderingen op de octetregel	91
3.4.2.1 <i>Oneven aantal elektronen</i>	91
3.4.2.2 <i>Minder dan acht valentie-elektronen</i>	92

3.4.2.3	<i>Meer dan acht valentie-elektronen</i>	93
3.5	Gedelokaliseerde bindingen	94
3.5.1	Het resonantieconcept	95
3.5.2	De resonantie-energie	97
3.6	De moleculaire geometrie	98
3.6.1	Het VSEPR-model	98
3.6.1.1	<i>De schikking van de elektronenparen</i>	98
3.6.1.2	<i>De moleculaire geometrie</i>	99
3.6.1.3	<i>Hoeken</i>	102
3.6.2	De invloed van de geometrie op het dipoolmoment	103
<b>HOOFDSTUK 4: DE CHEMISCHE BINDING – ORBITALEN</b>		<b>105</b>
4.1	De valentiebindingtheorie	105
4.1.1	Het overlappen van orbitalen	105
4.1.2	De promotie van elektronen	107
4.1.3	De hybridisatie van orbitalen	108
4.1.3.1	<i>De elektronenverdeling in methaan</i>	108
4.1.3.2	<i>Soorten hybridisaties</i>	110
4.1.3.3	<i>Het afleiden van de hybridisatie</i>	111
4.1.4	Hybridisaties in complexe ionen	115
4.1.4.1	<i>Complexen met coördinatiegetal zes</i>	115
4.1.4.2	<i>Complexen met coördinatiegetal vier</i>	117
4.1.4.3	<i>Complexen met coördinatiegetal twee</i>	118
4.1.5	Meervoudige bindingen	118
4.1.6	Gedelokaliseerde bindingen	120
4.1.7	De overlappingsgraad	123
4.2	De molecuulorbitaaltheorie	124
4.2.1	Molecuulorbitalen	124
4.2.1.1	<i>Diwaterstof</i>	124
4.2.1.2	<i>Dilithium</i>	126
4.2.1.3	<i>Diboor</i>	127
4.2.2	De bindingsorde	129
4.2.3	Homonucleaire diatomische moleculen en ionen	130
4.2.4	Heteronucleaire diatomische moleculen en ionen	132
4.2.5	Gedelokaliseerde bindingen	133
4.2.5.1	<i>Ozon</i>	133
4.2.5.2	<i>Benzeen</i>	134
4.2.6	De bandtheorie	136
4.2.6.1	<i>Natrium</i>	136

4.2.6.2	<i>Magnesium</i>	137
4.2.6.3	<i>Geleiders, halfgeleiders en niet-geleiders</i>	138
4.2.7	De ligandveldtheorie	139
4.2.7.1	<i>De molecuulorbitalen in octaëdrische complexen</i>	139
4.2.7.2	<i>De opsplitsing van de <math>t_{2g}</math>- en de <math>e_g^*</math>-orbitalen</i>	141
4.2.7.3	<i>Optische eigenschappen</i>	143
<b>HOOFDSTUK 5: INTERMOLECULAIRE KRACHTEN</b>		<b>145</b>
5.1	Intramoleculaire en intermoleculaire krachten	145
5.2	Soorten intermoleculaire krachten	146
5.2.1	Ion – dipool interacties	146
5.2.2	Dipool – dipool interacties	147
5.2.3	Waterstofbruggen	147
5.2.4	Interacties met geïnduceerde dipolen	147
5.3	Vloeistoffen	148
5.3.1	Intermoleculaire krachten in vloeistoffen	148
5.3.2	Fysische eigenschappen van vloeistoffen	149
5.3.2.1	<i>De dampspanning en het kookpunt</i>	150
5.3.2.2	<i>De oppervlaktespanning en de capillariteit</i>	151
5.3.2.3	<i>De viscositeit</i>	152
5.4	Vaste stoffen	153
5.4.1	Soorten kristallijne stoffen	153
5.4.1.1	<i>Ionische vaste stoffen</i>	153
5.4.1.2	<i>Moleculaire vaste stoffen</i>	153
5.4.1.3	<i>Atomaire vaste stoffen</i>	153
5.4.1.4	<i>Covalente netwerken</i>	153
5.4.1.5	<i>Metalen</i>	154
5.4.2	Fysische eigenschappen van vaste stoffen	154
5.4.2.1	<i>Het smeltpunt</i>	154
5.4.2.2	<i>De hardheid</i>	155
5.4.2.3	<i>De elektrische geleidbaarheid</i>	155
5.5	Oplossingen	155
5.5.1	Intermoleculaire krachten in oplossingen	156
5.5.2	De invloed van intermoleculaire krachten op de oplosbaarheid	156

---

<b>DEEL 2: DE CHEMISCHE REACTIE EN HET CHEMISCH EVENWICHT</b>	159
<b>HOOFDSTUK 6: DE CHEMISCHE REACTIE</b>	161
6.1 De reactievergelijking	161
6.1.1 De voorstelling van de reactievergelijking	161
6.1.2 Het uitbalanceren van de reactievergelijking	162
6.2 Reacties in water	163
6.2.1 Elektrolyten	163
6.2.2 De ionische reactievergelijking	164
6.3 Soorten reacties	165
<b>HOOFDSTUK 7: ZUURBASEREACTIES</b>	167
7.1 Definities van zuur en base	167
7.1.1 De definitie volgens Arrhenius	167
7.1.2 De definitie volgens Brønsted-Lowry	168
7.1.3 De definitie volgens Lewis	169
7.2 Soorten zuren en basen	170
7.2.1 Zuren	170
7.2.1.1 Oxozuren	171
7.2.1.2 Andere zuren	173
7.2.1.3 Thiozuren	173
7.2.1.4 Peroxozuren	173
7.2.2 Basen	173
7.2.2.1 Hydroxidebasen	174
7.2.2.2 Aminebasen	174
7.3 De sterkte van zuren en basen	175
7.3.1 Factoren die de zuurheid beïnvloeden	175
7.3.1.1 <i>De invloed van de bindingssterkte en de polariteit</i>	175
7.3.1.2 <i>De invloed van ladingen</i>	176
7.3.1.3 <i>De invloed van de hybridisatie</i>	176
7.3.1.4 <i>Het inductief effect</i>	177
7.3.1.5 <i>Resonantiestabilisatie van de zuurrest</i>	178
7.3.2 Factoren die de basiciteit beïnvloeden	179
7.3.2.1 <i>De invloed van ladingen</i>	179
7.3.2.2 <i>De invloed van de hybridisatie</i>	179
7.3.2.3 <i>Het inductief effect</i>	180
7.3.3 De relatieve sterkte van zuren en basen	180
7.3.4 De invloed van het solvent	183

---

7.3.4.1	<i>Protische, aprotische en amfiprotische solventen</i>	183
7.3.4.2	<i>Het nivellerend effect</i>	183
7.4	Verbindingen verwant met zuren en basen	185
7.4.1	Zouten	185
7.4.1.1	<i>Eenvoudige zouten</i>	185
7.4.1.2	<i>Dubbelzouten</i>	185
7.4.1.3	<i>Zure zouten</i>	186
7.4.1.4	<i>Basische zouten</i>	186
7.4.1.5	<i>Hydraten</i>	186
7.4.2	Amfotere hydroxiden	187
7.4.3	Oxiden	187
7.4.3.1	<i>Zuuroxiden</i>	188
7.4.3.2	<i>Basische oxiden</i>	189
7.4.3.3	<i>Amfotere oxiden</i>	189
7.4.3.4	<i>Neutrale oxiden</i>	190
7.4.3.5	<i>Gemengde metaaloxiden</i>	190
7.4.4	Zuurhalogeniden en amidan	191
7.5	De zuurbasereactievergelijking	191
<b>HOOFDSTUK 8: OXIDOREDUCTIEREACTIES</b>		<b>193</b>
8.1	Oxidatie en reductie	193
8.1.1	Definities van oxidatie en reductie	193
8.1.2	De oxidatietrapp	194
8.1.2.1	<i>Praktische regels voor de afleiding van oxidatietrappen</i>	195
8.1.2.2	<i>Het afleiden van oxidatietrappen uit Lewisformules</i>	196
8.1.3	Redoxkoppels en halfreacties	197
8.2	De richting van een oxidoreductiereactie	198
8.2.1	Het oxiderend en reducerend vermogen van redoxkoppels	198
8.2.2	De reductiepotentiaal	201
8.2.3	De invloed van het reactiemiddelen	203
8.3	De stabiliteit van oxidatie- en reductiemiddelen in water	206
8.3.1	Redoxreacties met water	206
8.3.2	Auto-oxidoreductiereacties	207
8.3.3	Oxidatie door opgeloste zuurstof	208
8.4	Oxidatie- en reductiemiddelen	208
8.4.1	Oxidatiemiddelen	208
8.4.1.1	<i>Het permanganaation</i>	208
8.4.1.2	<i>Het dichromaation</i>	209
8.4.1.3	<i>Waterstofperoxide</i>	210

8.4.1.4	<i>Het peroxidisulfaation</i>	210
8.4.1.5	<i>Ozon</i>	211
8.4.1.6	<i>Halogenen</i>	211
8.4.1.7	<i>Oxiderende zuren</i>	211
8.4.1.8	<i>Oxiderende oxiden en metaalionen</i>	212
8.4.2	Reductiemiddelen	212
8.5	De oxidoreductiereactievergelijking	213
8.5.1	De oxidatietrapmethode	213
8.5.2	De methode met de halfreacties	215
<b>HOOFDSTUK 9: NEERSLAG- EN COMPLEXATIEREACTIES</b>		<b>217</b>
9.1	De oplosbaarheid van ionische stoffen in water	217
9.2	Neerslagreacties	219
9.3	Coördinatieve verbindingen	220
9.3.1	De samenstelling van complexen	220
9.3.1.1	<i>Liganden</i>	220
9.3.1.2	<i>Het coördinatiegetal</i>	222
9.3.1.3	<i>Chelaten</i>	222
9.3.2	Formules en naamgeving	224
9.3.3	Isomerie bij complexen	225
9.3.3.1	<i>Structuurisomerie</i>	225
9.3.3.2	<i>Stereo-isomerie</i>	225
9.4	Complexatiereacties	227
<b>HOOFDSTUK 10: STOICHIOMETRIE</b>		<b>229</b>
10.1	Stoichiometrische berekeningen	229
10.1.1	De kwantitatieve betekenis van een reactievergelijking	229
10.1.2	Berekeningen met het aantal mol	230
10.1.3	Berekeningen met molariteiten	231
10.2	Het equivalent en de normaliteit	232
10.2.1	Definities van equivalent en normaliteit	232
10.2.2	Berekeningen met equivalenten en normaliteiten	236
10.3	Titraties	236
10.3.1	Het principe	236
10.3.2	Soorten titraties	237
10.3.3	De bepaling van het equivalentiepunt	238
10.3.4	Berekeningen bij titraties	239
10.4	Gasrelaties	241



10.4.1	De ideale gaswet	241
10.4.2	De wet van de partiële drukken	243
<b>HOOFDSTUK 11: DE THERMODYNAMICA VAN DE CHEMISCHE REACTIE</b>		<b>245</b>
11.1	De uitwisseling van energie	245
11.1.1	Energie, arbeid en warmte	245
11.1.1.1	<i>Het systeem en de omgeving</i>	245
11.1.1.2	<i>Energie</i>	245
11.1.1.3	<i>Arbeid</i>	246
11.1.1.4	<i>Warmte</i>	247
11.1.2	De inwendige energie	247
11.1.2.1	<i>Definitie</i>	247
11.1.2.2	<i>De eerste wet van de thermodynamica</i>	248
11.1.2.3	<i>De tekenconventie</i>	248
11.1.2.4	<i>Het meten van <math>\Delta U</math></i>	248
11.1.3	De enthalpie	249
11.1.3.1	<i>Definitie</i>	249
11.1.3.2	<i>Het meten van <math>\Delta H</math></i>	250
11.1.3.3	<i>Het verband tussen de enthalpie en de inwendige energie</i>	250
11.1.4	Enthalpieveranderingen in fysische en chemische processen	251
11.1.4.1	<i>Standaardomstandigheden</i>	251
11.1.4.2	<i>Veranderingen van de aggregatietoestand</i>	251
11.1.4.3	<i>Atomaire en moleculaire veranderingen</i>	252
11.1.4.4	<i>Chemische reacties</i>	253
11.1.5	De enthalpie als toestandfunctie	254
11.1.6	De standaardvormingsenthalpie	255
11.2	De richting van een spontaan proces	258
11.2.1	Spontane en niet-spontane processen	258
11.2.2	De tweede wet van de thermodynamica	258
11.2.3	De entropie	259
11.2.4	Entropieveranderingen in fysische en chemische processen	261
11.2.4.1	<i>Veranderingen van de aggregatietoestand</i>	261
11.2.4.2	<i>Chemische reacties</i>	262
11.2.5	De entropie als toestandfunctie	263
11.2.6	De entropieverandering van de omgeving	264
11.3	Het vrije-energieconcept	265
11.3.1	De Gibbs vrije energie	265
11.3.2	Vrije-energieveranderingen in fysische en chemische processen	266
11.3.2.1	<i>Veranderingen van de aggregatietoestand</i>	267

11.3.2.2	<i>Chemische reacties</i>	267
11.3.3	De vrije energie als toestandsfunctie	269
11.3.4	De standaardvrije-energie van vorming	269
<b>HOOFDSTUK 12: DE KINETICA VAN DE CHEMISCHE REACTIE</b>		<b>271</b>
12.1	De reactiesnelheid	271
12.2	De snelheidsvergelijking	273
12.2.1	De snelheidsconstante en de orde	273
12.2.2	Eersteordereacties	274
12.2.3	Tweedeordereacties	277
12.2.4	De halveringstijd	279
12.3	De vergelijking van Arrhenius	280
12.4	Theoretische modellen	282
12.4.1	De botsingstheorie	282
12.4.2	De theorie van de transitietoestand	285
12.5	Het reactiemechanisme	287
12.5.1	Elementaire reacties	287
12.5.2	De moleculariteit van een reactie	288
12.5.3	Ketenreacties en explosies	288
12.5.3.1	<i>Ketenreacties</i>	288
12.5.3.2	<i>Explosies</i>	289
12.5.4	Gekatalyseerde reacties	290
12.5.4.1	<i>Homogene katalyse</i>	290
12.5.4.2	<i>Heterogene katalyse</i>	292
<b>HOOFDSTUK 13: HET CHEMISCH EVENWICHT – ALGEMENE PRINCIPES</b>		<b>293</b>
13.1	De evenwichtstoestand	293
13.2	De omzettingsgraad	295
13.3	De evenwichtsconstante	296
13.3.1	De vergelijking van de evenwichtsconstante	297
13.3.1.1	<i>Algemene vorm</i>	297
13.3.1.2	<i>Reacties in de gasfase</i>	298
13.3.1.3	<i>Heterogene evenwichten</i>	299
13.3.2	De berekening van evenwichtsconstanten	300
13.3.3	De berekening van de samenstelling van evenwichtsmengsels	303
13.3.4	Het verband tussen evenwichtsconstanten	306
13.3.5	Het verband tussen de evenwichtsconstante en de dissociatiegraad	308
13.4	De thermodynamische benadering van het evenwicht	309

13.4.1	De druk- en de concentratieafhankelijkheid van de vrije energie	309
13.4.2	Het verband tussen de reactievrije-energie en de samenstelling	311
13.4.3	De thermodynamische evenwichtsconstante	312
13.5	De kinetische benadering van het evenwicht	314
13.6	Het verschuiven van het evenwicht	315
13.6.1	De invloed van de temperatuur	316
13.6.2	Het verschuiven van het evenwicht bij constante temperatuur	319
13.6.2.1	<i>Het veranderen van concentraties</i>	319
13.6.2.2	<i>Het veranderen van de druk</i>	320
13.6.3	De invloed van de ionische sterkte	321

## **HOOFDSTUK 14: HET ZUURBASE-EVENWICHT** 323

14.1	Zuurbase-evenwichten in water	323
14.1.1	De auto-ionisatie van water	323
14.1.2	De zure en basische ionisatie	324
14.1.3	De zure en basische hydrolyse	325
14.1.4	De zuurbaseneutralisatie	327
14.1.5	Zuur- en base-uitdrijvingsreacties	328
14.2	pH-berekeningen	329
14.2.1	Oplossingen van zuren	329
14.2.1.1	<i>Sterke zuren</i>	329
14.2.1.2	<i>Zwakke zuren</i>	329
14.2.1.3	<i>Mengsels van zuren</i>	331
14.2.1.4	<i>Polyprotische zuren</i>	332
14.2.2	Oplossingen van basen	334
14.2.2.1	<i>Sterke basen</i>	334
14.2.2.2	<i>Zwakke basen</i>	334
14.2.2.3	<i>Mengsels van basen en polyfunctionele basen</i>	335
14.2.3	Oplossingen van zouten	335
14.2.3.1	<i>Zouten, afgeleid van een sterk zuur en een sterke base</i>	335
14.2.3.2	<i>Zouten, afgeleid van een zwak zuur en een sterke base</i>	335
14.2.3.3	<i>Zouten, afgeleid van een sterk zuur en een zwakke base</i>	336
14.2.3.4	<i>Zouten, afgeleid van een zwak zuur en een zwakke base</i>	337
14.2.3.5	<i>Zure zouten</i>	338
14.2.4	Mengsels van zuren en basen	338
14.2.4.1	<i>Mengsels van een sterk zuur en een sterke base</i>	338
14.2.4.2	<i>Mengsels van een zwak zuur en een sterke base</i>	338
14.2.4.3	<i>Mengsels van een sterk zuur en een zwakke base</i>	340
14.2.5	Mengsels van zuren of basen en zouten	340

14.2.5.1	Mengsels van een zuur of een base en een zout, afgeleid van een sterk zuur en een sterke base	340
14.2.5.2	Mengsels van een zuur of een base en een zout, afgeleid van een zwak zuur en een sterke base	340
14.2.5.3	Mengsels van een zuur of een base en een zout, afgeleid van een sterk zuur en een zwakke base	342
14.3	Buffers	342
14.3.1	De pH van een buffer	342
14.3.1.1	Buffers, bestaande uit een zwak zuur en de geconjugeerde base	342
14.3.1.2	Buffers, bestaande uit een zwakke base en het geconjugeerde zuur	344
14.3.2	De buffercapaciteit	345
14.3.3	De bereiding van buffers	347
14.4	Zuurbasetitraties	349
14.4.1	De titratie van een sterk zuur	349
14.4.2	De titratie van een zwak zuur	351
14.4.3	De titratie van een sterke base	353
14.4.4	De titratie van een zwakke base	354
14.4.5	Zuurbase-indicatoren	355
14.5	pH-metingen	357
<b>HOOFDSTUK 15: HET OPLOSBAARHEIDS- EN HET COMPLEXATIE-EVENWICHT</b>		<b>359</b>
15.1	Het oplosbaarheidsevenwicht	359
15.1.1	De oplosbaarheid en het oplosbaarheidsproduct	359
15.1.2	Neerslagvorming	361
15.2	Het complexatie-evenwicht	362
15.3	Het verschuiven van het evenwicht bij constante temperatuur	364
15.3.1	De oplosbaarheid en het gelijkioneneffect	364
15.3.2	De invloed van de pH op de oplosbaarheid	365
15.3.3	De invloed van complexatie op de oplosbaarheid	367
15.3.4	Het omzetten van een neerslag in een andere neerslag	369
15.3.5	Het beïnvloeden van het complexatie-evenwicht	370
15.4	Neerslagreacties in de chemische analyse	371
15.4.1	Selectieve neerslagvorming	371
15.4.2	Selectieve neerslagvorming van sulfiden	372
15.5	Neerslagtitraties en complexometrische titraties	375
15.5.1	Titratiecurven	375
15.5.1.1	Neerslagtitraties	375
15.5.1.2	Complexometrische titraties	377
15.5.2	Indicatoren in neerslag- en complexometrische titraties	378

---

15.5.2.1 <i>De methode van Mohr</i>	378
15.5.2.2 <i>Metaalindicatoren</i>	379
<b>HOOFDSTUK 16: HET OXIDOREDUCTIE-EVENWICHT EN ELEKTROCHEMIE</b>	<b>381</b>
16.1 Redoxreacties in een galvanische cel	381
16.1.1 De galvanische cel	382
16.1.2 De elektrische arbeid en de vrije energie	383
16.1.3 De invloed van de samenstelling op de celpotentiala	385
16.2 Het oxiderend en reducerend vermogen van redoxkoppels	386
16.2.1 De reductiepotentiala van een redoxkoppel	386
16.2.2 De invloed van de samenstelling op de reductiepotentiala	387
16.2.3 Relaties tussen standaardreductiepotentialen	389
16.3 Het oxidoreductie-evenwicht	391
16.3.1 Het verband tussen de standaardcelpotentiala en de evenwichtsconstante	391
16.3.2 Het afleiden van evenwichtsconstanten en van evenwichtsconcentraties	393
16.3.3 De invloed van de pH	395
16.3.3.1 <i>Halfreacties met protonen</i>	395
16.3.3.2 <i>Halfreacties met hydroxide-ionen</i>	397
16.3.4 De invloed van neerslagvorming en complexatie	398
16.3.4.1 <i>De reduceerbaarheid van metaalionen</i>	398
16.3.4.2 <i>De stabiliteit van driewaardig kobalt</i>	398
16.3.4.3 <i>De stabiliteit van eenwaardig koper</i>	399
16.3.4.4 <i>De stabiliteit van eenwaardig en driewaardig goud</i>	400
16.4 Oxidoreductietitraties	401
16.4.1 Titratiecurven	401
16.4.1.1 <i>Algemene werkwijze</i>	402
16.4.1.2 <i>Alternatieve werkwijze voor het equivalentiepunt</i>	404
16.4.1.3 <i>De potentialaalsprong bij het equivalentiepunt</i>	407
16.4.2 Redoxindicatoren	407
16.5 Het meten van elektrodepotentialen	409
16.5.1 De waterstofelektrode	409
16.5.2 Metaalelektroden en inerte elektroden	410
16.5.3 Onoplosbaar-zout-elektroden	410
16.5.4 De glaselektrode	411
16.5.5 Ionselectieve en gasgevoelige elektroden	412
16.6 Elektrochemische cellen	412
16.6.1 Galvanische cellen	412

---

16.6.1.1	<i>De schematische voorstelling</i>	412
16.6.1.2	<i>De concentratiecel</i>	413
16.6.1.3	<i>Commerciële cellen</i>	413
16.6.2	<i>Elektrolysecellen</i>	415
16.6.2.1	<i>Het elektrolyseproces</i>	415
16.6.2.2	<i>De stoichiometrie van het elektrolyseproces</i>	416