

Chemie für Ahnungslose

Eine Einstiegshilfe für Studierende

von
Katherina Standhartinger

Mit 15 Abbildungen, 31 Tabellen

S.Hirzel Verlag Stuttgart • Leipzig

Inhaltsverzeichnis

1	Einführung	1
2	Obersicht über die Aggregatzustände	1
3	Stoffe, Gemische, Reinstoffe, Elemente	2
4	Die Einteilung der Reinstoffe - einige wichtige Begriffe	2
5	Elemente und ihre Symbole	3
5.1	Die ersten zwanzig Elemente (Ordnungszahl 1-20)	3
5.2	Weitere wichtige Elemente	4
6	Der Bau des Atoms	5
6.1	Das Kern-Hülle-Modell	5
6.2	Bestandteile von Atomkern und Elektronenhülle	5
6.3	Der Bau des Atomkerns bei den einzelnen Elementen	6
6.3.1	Protonen	6
6.3.2	Neutronen und Isotope	7
6.3.3	Schreibweise	7
7	Das Schalenmodell der Atomhülle	8
7.1	Die Besetzung der Energiestufen mit Elektronen	9
7.2	Die Verwendung des Periodensystems der Elemente	9
8	Ionen	12
8.1	Die Ionisierungsenergie	12
8.2	Die Elektronenaffinität	12
8.3	Die Ionisierung des Aluminium-Atoms	12
8.4	Schreibweise	13
8.5	Zusammenfassung und wichtige Fachbegriffe	13
9	Das Reaktionsschema	14
10	Das Gesetz von der Erhaltung der Masse	14
11	Chemische Gleichungen	15
11.1	Ihre Aufgabe in der Chemie	15
11.2	Die Formeln chemischer Verbindungen - der Molekülbegriff	15
11.3	Das „Aufstellen“ von chemischen Gleichungen	17
11.4	Übungen	18
12	Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	20
12.1	Beispiele	20
12.1.1	Die Knallgasreaktion	20
12.1.2	Die Zerlegung von Wasser mittels Gleichstrom	20
12.2	Die exotherme Reaktion	20
12.3	Die endotherme Reaktion	21
12.4	Die Reaktionsenthalpie ΔH_R	21
13	Die atomare Masseneinheit u	22

14	Die Masse von Molekülen.	23
15	Das Mol.	23
16	Die Avogadro- oder Loschmidtsche Zahl.	24
17	Stoffmengen und Stoffportionen.	24
18	Das molare Volumen.	26
19	Die verschiedenen Aussagen chemischer Gleichungen.	26
20	Gebräuchliche stöchiometrische Größen und Formeln.	27
21	Dezimale Vielfache und Teile von Einheiten.	28
22	Stöchiometrische Berechnungen und Übungen.	29
22.1	Tipps zur systematischen Vorgehensweise.	30
22.2	Beispiele für immer wiederkehrende stöchiometrische Berechnungen.	30
23	Die Elementgruppen des „verkürzten“ Periodensystems.	34
23.1	Die Hauptgruppen.	34
23.2	Kurzcharakteristik der Hauptgruppen.	35
24	Die Bindungswertigkeit	37
24.1	Definition der stöchiometrischen Wertigkeit.	37
24.2	Praktische Anwendung.	38
25	Edelgaskonfiguration und Oktettregel.	40
25.1	Die Elektronenkonfiguration der Edelgase.	40
25.2	Das Elektronenoktett.	41
25.3	Die Valenzelektronen.	41
25.4	Ausblick auf die Vorgänge in den Elektronenhüllen während chemischer Reaktionen.	42
25.4.1	Alkalimetalle.	42
25.4.2	Erdalkalimetalle.	42
25.4.3	Halogene.	43
26	Salze.	44
26.1	Bedeutung der Salze.	44
26.2	Leitfähigkeit von Salzlösungen.	45
26.2.1	Leitfähigkeitsprüfer.	45
26.2.2	Folgerungen aus der Leitfähigkeit einer Salzlösung oder -schmelze.	46
26.3	Bindungsverhältnisse und räumliche Strukturen in Salzen.	46
26.3.1	Die Ionenbindung.	46
26.3.2	Das Ionengitter.	47
26.4	Chemische Formeln für Salze.	47
26.5	Wichtige Salze in der anorganischen Chemie.	48
26.5.1	Salze der Hauptgruppenelemente aus einatomigen Ionen.	49
26.5.2	Salze mit wechselnden Wertigkeiten.	49

26.5.3	Salze mit mehratomigen Ionen	49
26.6	Eigenschaften von Ionenverbindungen.	50
27	Die Atombindung.	51
27.1	Die Valenzstrichformel.	51
27.1.1	LEWIS-Formeln der Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Fluor.	51
27.1.2	Nicht bindende Elektronenpaare.	52
27.2	Bindungsverhältnisse und PSE am Beispiel der zweiten Periode.	52
27.3	Beispiele.	53
27.4	Zusammenfassung.	54
28	Diamant und Graphit - Modifikationen des Kohlenstoffs.	55
28.1	Atomgitter.	55
28.2	Modifikationen eines Elementes.	55
28.3	Diamant und Graphit im Vergleich.	55
29	Die Elektronegativität	56
29.1	Elektronegativitäten und PSE.	57
29.2	Elektronegativität und Reaktivität	57
30	Die polare Atombindung.	59
30.1	Die Bindung im Chlorwasserstoffmolekül.	59
30.2	Die Bindungen im Wassermolekül	59
30.3	Die Bindungen im Ammoniakmolekül.	60
30.4	Moleküle mit polaren Bindungen ohne Dipoleigenschaften.	60
31	Der räumliche Bau von Molekülen	60
31.1	Regeln zur Ermittlung des Molekülbaus.	60
31.2	Molekülbeispiele mit vier Elektronenpaaren.	61
31.3	Übersicht über geometrische Formen in Molekülen.	62
32	Wechselwirkungen zwischen Stoffteilchen.	62
32.1	Van-der-Waals-Kräfte.	63
32.1.1	Van-der-Waals-Kräfte am Beispiel der Halogene.	63
32.2	Wasserstoffbrückenbindungen.	64
32.3	Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.	64
32.4	Lösungsvorgänge und Lösungsmittel.	65
32.4.1	Wasser als Lösungsmittel für Salze.	65
32.4.2	Unpolare Lösungsmittel.	66
32.4.3	Zusammenfassung und Fachausdrücke.	66
33	Massenanteil und Volumenanteil.	67
34	Die Stoffmengenkonzentration.	68
35	Das Aufspalten von Atombindungen.	68
35.1	Homolyse	69
35.1.1	Der Reaktionsmechanismus der Chlorwasserstoffherstellung.	69
35.1.2	Zusammenfassung und Fachbegriffe.	70
35.2	Heterolyse.	70

35.2.1	Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser.70
35.2.2	Zusammenfassung und Fachbegriffe.71
36	Protonenübergänge.71
36.1	Grundlegendes zu Säuren und Basen.72
36.2	Die Säure-Base-Reaktion.73
36.2.1	Beispiele.73
36.3	Ampholyte.74
36.3.1	Wasser - Ampholyt und Lösungsmittel.74
36.3.2	Andere Ampholyte.75
36.4	Die Stärke von Säuren und Basen.76
36.5	Saure und alkalische Lösungen.77
36.6	Der Neutralpunkt einer Lösung.77
36.7	Der pH-Wert.78
36.8	Zusammenhänge zwischen der Oxoniumionenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und der Hydroxidionenkonzentration $c(\text{OH}^-)$79
36.9	Indikatoren.80
36.10	Die Neutralisationsreaktion.81
36.10.1	Die Bedeutung der H_3O^+ - und OH^- -Ionen.81
36.10.2	Salzbildung durch Neutralisation.82
36.11	Die Säure-Base-Titration.82
36.12	Berechnungen zur Säure-Base-Titration.83
36.12.1	Grundlegende Betrachtungen.83
36.12.2	Aufgaben.84
36.12.3	Lösungen.85
37	Elektronenübergänge.88
37.1	Die Bedeutungsentwicklung der Begriffe Oxidation und Reduktion.88
37.2	Einige typische Redoxreaktionen.89
37.3	Formaler Umgang mit Redoxvorgängen.90
37.3.1	Grundsätzliches.90
37.3.2	Oxidationszahlen.90
37.3.3	Übungen zur Ermittlung von Oxidationszahlen.92
37.3.4	Oxidationszahlen in sauerstoffhaltigen Salzen.93
37.3.5	Die Erstellung von Redoxgleichungen.94
37.3.6	Das „Aufstellen von Redoxgleichungen“ an Beispielen.95
38	Einführung in die Organische Chemie.101
38.1	Geometrie der Bindungen in organischen Molekülen.101
38.1.1	Einfachbindungen.102
38.1.2	Doppelbindungen.103
38.1.3	Dreifachbindungen.103
38.2	Homologe Reihen.104
38.3	Nomenklatur I.104
38.4	Schreibweisen für organische Moleküle.105
38.5	Nomenklatur II.106
38.6	Die homologe Reihe der Alkane.106
38.7	Die homologe Reihe der Alkene.107

38.8	Die homologe Reihe der Alkine.107
38.9	Seitenketten und Alkylreste.108
38.10	Isomerie.108
38.11	Sauerstoffhaltige organische Verbindungen.109
38.12	Alkohole.110
38.13	Carbonylverbindungen.112
38.14	Aldehyde.113
38.15	Ketone.113
38.16	Carbonsäuren.114
38.17	Redoxreaktionen in der Organischen Chemie.115
38.17.1	Oxidationszahlen für C-Atome.115
38.17.2	Oxidationsstufen des Kohlenstoffs in seinen Verbindungen.116
38.17.3	Die Silberspiegelprobe - ein Beispiel.117
38.17.4	Die Fehlingsche Probe - ein zweites Beispiel.118
38.18	Überblick-organische Stoffklassen.118
	Weiterführende Literatur.119
	Stichwortverzeichnis.121