

Chemie für Ahnungslose

Eine Einstiegshilfe für Studierende

Bearbeitet von
Katherina Standhartinger

8., korrigierte Auflage 2015. Buch. X, 116 S. Kartoniert
ISBN 978 3 7776 2414 3
Format (B x L): 15,3 x 23 cm
Gewicht: 259 g

[Weitere Fachgebiete > Chemie, Biowissenschaften, Agrarwissenschaften > Chemie
Allgemein](#)

schnell und portofrei erhältlich bei

The logo for beck-shop.de features the text 'beck-shop.de' in a bold, red, sans-serif font. Above the 'i' in 'shop' are three red dots of increasing size. Below the main text, 'DIE FACHBUCHHANDLUNG' is written in a smaller, red, all-caps, sans-serif font.

beck-shop.de
DIE FACHBUCHHANDLUNG

Die Online-Fachbuchhandlung beck-shop.de ist spezialisiert auf Fachbücher, insbesondere Recht, Steuern und Wirtschaft. Im Sortiment finden Sie alle Medien (Bücher, Zeitschriften, CDs, eBooks, etc.) aller Verlage. Ergänzt wird das Programm durch Services wie Neuerscheinungsdienst oder Zusammenstellungen von Büchern zu Sonderpreisen. Der Shop führt mehr als 8 Millionen Produkte.

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	V
1 Einführung	1
2 Übersicht 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 (<i>Ordnungszahl 1–20</i>)	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 Grundlagen des Orbitalmodells	12
8.1 Energiestufen und Energieniveaus	12
8.2 Atomhüllen mit mehreren Elektronen	12
8.2.1 Die Nebenquantenzahl l	13
8.2.2 Elektronenanzahl auf den Unterniveaus	14
8.2.3 Die magnetische Quantenzahl m	14
8.2.4 Die Spinquantenzahl s	15
8.2.5 Zusammenfassung	16
8.3 Atomorbitale	16
8.3.1 Atomorbitale und Kästchenschreibweise	16
8.3.2 Die Reihenfolge der Orbitalbesetzung	17
8.3.3 Die Elektronenkonfiguration in der Kästchenschreibweise	18
8.3.4 Die Elektronenkonfiguration in der Kurzschreibweise	20
9 Ionen	21
9.1 Die Ionisierungsenergie	21
9.2 Die Elektronenaffinität	21
9.3 Die Ionisierung des Aluminium-Atoms	22
9.4 Schreibweise	22
9.5 Zusammenfassung und wichtige Fachbegriffe	23
10 Das Reaktionsschema	23
11 Das Gesetz von der Erhaltung der Masse	24

12	Chemische Gleichungen	24
12.1	Ihre Aufgabe in der Chemie	24
12.2	Die Formeln chemischer Verbindungen – der Molekülbegriff	25
12.3	Das „Aufstellen“ von chemischen Gleichungen	26
12.4	Übungen	27
13	Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	29
13.1	Beispiele	29
13.1.1	Die Knallgasreaktion	29
13.1.2	Die Zerlegung von Wasser mittels Gleichstrom	30
13.2	Die exotherme Reaktion	30
13.3	Die endotherme Reaktion	30
13.4	Die Reaktionsenthalpie ΔH_R	31
14	Die atomare Masseneinheit u	32
15	Die Masse von Molekülen	32
16	Das Mol	33
17	Die Avogadro- oder Loschmidt'sche Zahl	34
18	Stoffmengen und Stoffportionen	34
19	Das molare Volumen	35
20	Die verschiedenen Aussagen chemischer Gleichungen	36
21	Gebräuchliche stöchiometrische Größen und Formeln	37
22	Dezimale Vielfache und Teile von Einheiten	38
23	Stöchiometrische Berechnungen und Übungen	38
23.1	Tipps zur systematischen Vorgehensweise	39
23.2	Beispiele für immer wiederkehrende stöchiometrische Berechnungen	40
24	Die Elementgruppen des „verkürzten“ Periodensystems	44
24.1	Die Hauptgruppen	44
24.2	Kurzcharakteristik der Hauptgruppen	44
25	Die Bindungswertigkeit	46
25.1	Definition der stöchiometrischen Wertigkeit	47
25.2	Praktische Anwendung	48
26	Edelgaskonfiguration und Oktettregel	49
26.1	Die Elektronenkonfiguration der Edelgase	49
26.2	Das Elektronenoktett	50
26.3	Die Valenzelektronen	51
26.4	Ausblick auf die Vorgänge in den Elektronenhüllen während chemischer Reaktionen	51
26.4.1	Alkalimetalle	52
26.4.2	Erdalkalimetalle	52
26.4.3	Halogene	52
27	Salze	53
27.1	Bedeutung der Salze	53
27.2	Leitfähigkeit von Salzlösungen	54

27.2.1	Leitfähigkeitsprüfer	55
27.2.2	Folgerungen aus der Leitfähigkeit einer Salzlösung oder -schmelze	55
27.3	Bindungsverhältnisse und räumliche Strukturen in Salzen	56
27.3.1	Die Ionenbindung	56
27.3.2	Das Ionengitter	56
27.4	Chemische Formeln für Salze	57
27.5	Wichtige Salze in der anorganischen Chemie	58
27.5.1	Salze der Hauptgruppenelemente aus einatomigen Ionen	58
27.5.2	Salze mit wechselnden Wertigkeiten	58
27.5.3	Salze mit mehratomigen Ionen	59
27.6	Eigenschaften von Ionenverbindungen	60
28	Die Atombindung	61
28.1	Die Valenzstrichformel	61
28.1.1	LEWIS-Formeln der Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Fluor	61
28.1.2	Nicht bindende Elektronenpaare	62
28.2	Bindungsverhältnisse und PSE am Beispiel der zweiten Periode	62
28.3	Beispiele	63
28.4	Zusammenfassung	64
29	Diamant und Graphit – Modifikationen des Kohlenstoffs	65
29.1	Atomgitter	65
29.2	Modifikationen eines Elementes	65
29.3	Diamant und Graphit im Vergleich	65
30	Die Elektronegativität	66
30.1	Elektronegativitäten und PSE	67
30.2	Elektronegativität und Reaktivität	68
31	Die polare Atombindung	69
31.1	Die Bindung im Chlorwasserstoffmolekül	69
31.2	Die Bindungen im Wassermolekül	69
31.3	Die Bindungen im Ammoniakmolekül	70
31.4	Moleküle mit polaren Bindungen ohne Dipoleigenschaften	70
32	Der räumliche Bau von Molekülen	70
32.1	Regeln zur Ermittlung des Molekülbaus	70
32.2	Molekülbeispiele mit vier Elektronenpaaren	71
32.3	Übersicht über geometrische Formen in Molekülen	72
33	Wechselwirkungen zwischen Stoffteilchen	72
33.1	Van-der-Waals-Kräfte	73
33.1.1	Van-der-Waals-Kräfte am Beispiel der Halogene	73
33.2	Wasserstoffbrückenbindungen	74
33.3	Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	74
33.4	Lösungsvorgänge und Lösungsmittel	75
33.4.1	Wasser als Lösungsmittel für Salze	75
33.4.2	Unpolare Lösungsmittel	76
33.4.3	Zusammenfassung und Fachausdrücke	76

34	Massenanteil und Volumenanteil	77
35	Die Stoffmengenkonzentration	78
36	Das Aufspalten von Atombindungen	78
36.1	Homolyse	79
36.1.1	Der Reaktionsmechanismus der Chlorwasserstoffherstellung	79
36.1.2	Zusammenfassung und Fachbegriffe	80
36.2	Heterolyse	80
36.2.1	Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser	80
36.2.2	Zusammenfassung und Fachbegriffe	81
37	Protonenübergänge	81
37.1	Grundlegendes zu Säuren und Basen	82
37.2	Die Säure-Base-Reaktion	83
37.2.1	Beispiele	83
37.3	Ampholyte	84
37.3.1	Wasser – Ampholyt und Lösungsmittel	84
37.3.2	Andere Ampholyte	85
37.4	Die Stärke von Säuren und Basen	86
37.5	Saure und alkalische Lösungen	87
37.6	Der Neutralpunkt einer Lösung	87
37.7	Der pH-Wert	88
37.8	Zusammenhänge zwischen der Oxoniumionenkonzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und der Hydroxidionenkonzentration $c(\text{OH}^-)$	89
37.9	Indikatoren	90
37.10	Die Neutralisationsreaktion	91
37.10.1	Die Bedeutung der H_3O^+ - und OH^- -Ionen	91
37.10.2	Salzbildung durch Neutralisation	91
37.11	Die Säure-Base-Titration	92
37.12	Die Berechnungen zur Säure-Base-Titration	93
37.12.1	Grundlegende Betrachtungen	93
37.12.2	Aufgaben	94
37.12.3	Lösungen	94
38	Elektronenübergänge	97
38.1	Die Bedeutungsentwicklung der Begriffe Oxidation und Reduktion	98
38.2	Einige typische Redoxreaktionen	99
38.3	Formaler Umgang mit Redoxvorgängen	100
38.3.1	Grundsätzliches	100
38.3.2	Oxidationszahlen	100
38.3.3	Übungen zur Ermittlung von Oxidationszahlen	102
38.3.4	Oxidationszahlen in sauerstoffhaltigen Salzen	103
38.3.5	Die Erstellung von Redoxgleichungen	104
38.3.6	Das „Aufstellen von Redoxgleichungen“ an Beispielen	105
	Weiterführende Literatur	110
	Sachregister	111