

Relative Atomgewichte 1985

	Symbol	Ordnungs- zahl	Atom- gewicht		Symbol	Ordnungs- zahl	Atom- gewicht
Actinium	Ac	89	227,0278	Neodym	Nd	60	144,24
Aluminium	Al	13	26,98154	Neon	Ne	10	20,18
Antimon	Sb	51	121,75	Nickel	Ni	28	58,69
Argon	Ar	18	39,948	Niob	Nb	41	92,9064
Arsen	As	33	74,9216	Osmium	Os	76	190,2
Astatium	At	85	[210]	Palladium	Pd	46	106,42
Barium	Ba	56	137,33	Phosphor	P	15	30,97376
Beryllium	Be	4	9,01218	Platin	Pt	78	195,08
Bismut	Bi	83	208,9804	Polonium	Po	84	[210]
Blei	Pb	82	207,2	Praseodym	Pr	59	140,9077
Bor	B	5	10,81	Promethium	Pm	61	[145]
Brom	Br	35	79,904	Protactinium	Pa	91	231,0359
Cadmium	Cd	48	112,41	Quecksilber	Hg	80	200,59
Caesium	Cs	55	132,9054	Radium	Ra	88	226,0254
Calcium	Ca	20	40,08	Radon	Rn	86	[222]
Cer	Ce	58	140,12	Rhenium	Re	75	186,207
Chlor	Cl	17	35,453	Rhodium	Rh	45	102,9055
Chrom	Cr	24	51,996	Rubidium	Rb	37	85,4678
Cobalt	Co	27	58,9332	Ruthenium	Ru	44	101,07
Dysprosium	Dy	66	162,50	Samarium	Sm	62	150,36
Eisen	Fe	26	55,847	Sauerstoff	O	8	15,9994
Erbium	Er	68	167,26	Scandium	Sc	21	44,9559
Europium	Eu	63	151,96	Schwefel	S	16	32,066
Fluor	F	9	18,998403	Selen	Se	34	78,96
Francium	Fr	87	[223]	Silber	Ag	47	107,868
Gadolinium	Gd	64	157,25	Silicium	Si	14	28,0855
Gallium	Ga	31	69,72	Stickstoff	N	7	14,0067
Germanium	Ge	32	72,61	Strontium	Sr	38	87,62
Gold	Au	79	196,9665	Tantal	Ta	73	180,9479
Hafnium	Hf	72	178,49	Technetium	Tc	43	[98]
Helium	He	2	4,00260	Tellur	Te	52	127,60
Holmium	Ho	67	164,9303	Terbium	Tb	65	158,9253
Indium	In	49	114,82	Thallium	Tl	81	204,383
Iod	I	53	126,9045	Thorium	Th	90	232,0381
Iridium	Ir	77	192,22	Thulium	Tm	69	168,9342
Kalium	K	19	39,098	Titan	Ti	22	47,88
Kohlenstoff	C	6	12,011	Uran	U	92	238,0508
Krypton	Kr	36	83,80	Vanadium	V	23	50,9415
Kupfer	Cu	29	63,546	Wasserstoff	H	1	1,0079
Lanthan	La	57	138,9055	Wolfram	W	74	183,85
Lithium	Li	3	6,941	Xenon	Xe	54	131,29
Lutetium	Lu	71	174,967	Ytterbium	Yb	70	173,04
Magnesium	Mg	12	24,305	Yttrium	Y	39	88,9059
Mangan	Mn	25	54,9380	Zink	Zn	30	65,39
Molybdän	Mo	42	95,94	Zinn	Sn	50	118,71
Natrium	Na	11	22,98977	Zirconium	Zr	40	91,22

Zahlen in eckigen Klammern geben die Massenzahl des stabilsten Isotops an.

B

H. Kaufmann
L. Jecklin

Grundlagen der anorganischen Chemie

Elfte Auflage

1988

Springer Basel AG

1. Auflage 1960, 1.– 4. Tausend
11. Auflage 1988, 161.–170. Tausend

CIP-Kurztitelaufnahme der Deutschen Bibliothek

Kaufmann, Heinz:

Grundlagen der anorganischen Chemie / H. Kaufmann u. L. Jecklin. – 11. Aufl., 161.–170. Tsd. – Basel; Boston; Berlin: Birkhäuser. 1988
NE: Jecklin, Luzius.

Die vorliegende Publikation ist urheberrechtlich geschützt.
Alle Rechte, insbesondere das der Übersetzung in andere Sprachen, vorbehalten.
Kein Teil dieses Buches darf ohne schriftliche Genehmigung des Verlages in irgendeiner Form – durch Fotokopie, Mikrofilm oder andere Verfahren – reproduziert oder in eine von Maschinen, insbesondere Datenverarbeitungsanlagen, verwendbare Sprache übertragen werden.

© Springer Basel AG 1960, 1988

Ursprünglich erschienen bei Birkhäuser Verlag Basel 1988

ISBN 978-3-7643-2212-0

ISBN 978-3-0348-5141-1 (eBook)

DOI 10.1007/978-3-0348-5141-1

Vorwort zur ersten Auflage

Das vorliegende Werkchen von H. KAUFMANN und L. JECKLIN entspricht einem wirklichen Bedürfnis. Erfahrungsgemäß bereiten nämlich die allgemeinen Grundgesetze der anorganischen Chemie dem Anfänger beachtliche Schwierigkeiten. Es ist daher sehr erfreulich, daß nun dem Studierenden die Möglichkeit gegeben ist, sich ohne viel Mathematik eine solide Grundlage anzueignen. Sehr zu begrüßen ist, daß die Bedeutung der pH-Verhältnisse für die Chemie der wäßrigen Lösungen verhältnismäßig eingehend behandelt wird. Das Büchlein kann dem Medizinstudenten in den ersten Semestern gute Dienste leisten. Auch interessierten Gymnasiasten ist es für die Vertiefung des im Unterricht Gehörten nützlich. Eine wertvolle Hilfe bedeuten dürfte es fernerhin für all diejenigen, welche Chemie als Nebenfach betreiben, insbesondere auch für Medizinstudenten bei der Examensvorbereitung. Auch dem vorgerückten Vollchemiker dürfte diese Schrift als kurzgefaßtes Repetitorium willkommen sein.

Prof. Dr. R. WIZINGER

Vorwort zur neunten Auflage

Die gute Aufnahme, der sich diese kurze Einführung in die Grundlagen der anorganischen Chemie nach wie vor erfreuen kann zeigt, daß dafür wirklich ein Bedürfnis besteht. Für die nun vorliegende neunte Auflage erschien eine gründliche Überarbeitung des Textes wünschenswert, um verschiedene Entwicklungen der letzten Zeit berücksichtigen zu können. Ohne vom zugrundeliegenden Konzept abzugehen, sind zahlreiche Abschnitte umgeschrieben und ergänzt worden, um den Text noch besser auf die Erfordernisse eines modernen Chemieunterrichts abzustimmen. Soweit sie sich in der Chemie bereits fest eingebürgert haben, werden nur SI-Einheiten verwendet. Dabei sind aber jeweils auch die Angaben in den früher üblichen Einheiten erwähnt, da deren Kenntnis für das Studium der chemischen Literatur unbedingt notwendig ist. Ebenfalls übernommen wurden verschiedene von der *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC) empfohlene Definitionen und Schreibweisen (u. a. Iod, Cobalt, Bismut anstelle von Jod, Kobalt, Wismut) sowie die 1979 neu festgelegten Atomgewichte.

Allen Lesern, die durch ihre Hinweise die Beseitigung von kleinen Fehlern erleichterten, sei auch an dieser Stelle bestens gedankt. Insbesondere ist der eine von uns (H.K.) Herrn Dr. Paul R. Mitchell, Institut für anorganische Chemie der Universität Basel, für eine Reihe von anregenden Diskussionen zu Dank verpflichtet.

Basel, im Frühjahr 1982

H.K. und L.J.

Für die nun vorliegende 11. Auflage wurde der Text wiederum sorgfältig durchgesehen, im wesentlichen aber unverändert übernommen.

Basel, im April 1988

H.K. und L.J.

Inhaltsverzeichnis

Atombau und periodisches System	8
1. Einführung	8
2. Die ersten Versuche zur periodischen Klassifizierung der Elemente	10
2.1 Der Elementbegriff – 2.2 Atomgewichtsbestimmungen – 2.3 DOEBEREINERS Triaden – 2.4 Das erste periodische System	
3. Atombau	12
4. Die Entwicklung des modernen Atommodells	14
4.1 Das Wasserstoffatom nach NIELS BOHR – 4.2 SOMMERFELDS Ver- besserung des Atommodells – 4.3 Atome im Magnetfeld – 4.4 Der Spin – 4.5 Das PAULI-Prinzip – 4.6 Die Auffüllung der Elektronen- schalen – 4.7 Die Elektronenkonfiguration	
5. Ableitung des periodischen Systems	22
6. Das periodische System	24
7. Atombau und chemische Eigenschaften	27
7.1 Der Atomkern – 7.2 Isotope – 7.3 Kern- und schalenbedingte Eigenschaften	
Die chemische Bindung	31
8. Einführung	31
9. Größen zur Charakterisierung der chemischen Bindung	32
9.1 Atom- und Ionenradien – 9.2 Die Ionisierungsarbeit – 9.3 Die Elektronenaffinität – 9.4 Elektronegativität	
10. Die Ionenbindung	37
10.1 Bildung von Ionenbindungen – 10.2 Ionengitter – 10.3 Die Wertigkeit – 10.4 Bedingungen für die Bildung einer Ionenbindung	
11. Die Elektronenpaarbindung	41
11.1 Bildung von Elektronenpaarbindungen – 11.2 Molekularge- wicht und Mol – 11.3 Die Bindungszahl – 11.4 Doppel- und Drei- fachbindungen – 11.5 Polarisierete Elektronenpaarbindungen – 11.6 Das Wassermolekül H ₂ O – 11.7 Zusammenhang zwischen Bin- dungszahl und Richtung von Elektronenpaarbindungen – 11.8 Be- dingungen für das Zustandekommen von reinen und polarisierten Elektronenpaarbindungen	

12. Übergänge zwischen den Bindungstypen	48
13. Die metallische Bindung	50
14. Komplexchemie	51
14.1 Ion-Ion-Komplexe – 14.2 Ion-Dipol-Komplexe – 14.3 Chelat-	
komplexe – 14.4 Elektronische Struktur von Komplexen – 14.5 Die	
Kristallfeldtheorie – 14.6 Die Ligandfeldtheorie	
Chemie der wäßrigen Lösungen	62
15. Das Wasser	62
15.1 Dipolcharakter und Assoziation – 15.2 Wasserstoffbrücken –	
15.3 Die Dielektrizitätskonstante – 15.4 Das Wasser als Lösungsmittel –	
15.5 Andere Lösungsmittel	
16. Wirkung des Wassers auf chemische Bindungen, wäßrige Lösungen	65
16.1 Ionenbindungen – 16.2 Elektronenpaarbindungen –	
16.3 Komplexe Verbindungen	
17. Säuren und Basen	70
17.1 Säure-Basen-Theorie von ARRHENIUS – 17.2 Säure-Basen-	
Theorie nach BROENSTED (1923) – 17.3 Säure-Basen-Theorie nach	
LEWIS	
18. Neutralisationsreaktionen. Salze	75
18.1 Neutralisationsreaktionen – 18.2 Anionen und Kationen	
19. Nomenklatur von Säuren, Basen und Salzen	76
20. Die Elektrolyse	80
20.1 Schmelzelektrolyse von Kochsalz – 20.2 Die Elektrolyse einer	
wäßrigen Kochsalzlösung	
Das Massenwirkungsgesetz und seine Anwendungen	85
21. Grundbegriffe	85
21.1 Mengenangaben – 21.2 Das Molvolumen – 21.3 Konzentrations-	
angaben in der Chemie – 21.4 Abkürzungen und Symbole	
22. Gleichgewichtsreaktionen. Das Massenwirkungsgesetz	89
23. Beeinflussung von Gleichgewichten	94
23.1 Druckänderungen – 23.2 Temperaturänderungen – 23.3 Kon-	
zentrationenänderungen – 23.4 Aktuelle und potentielle H_3O^+ -Ionen-	
konzentration	
24. Die pH-Skala	97
25. Starke und schwache Elektrolyte	99
26. pH-Berechnung für schwache Säuren und Basen	101
27. Protolysegrad und OSTWALDSches Verdünnungsgesetz	105
28. Indikatoren	107
28.1 Theorie der Säure-Basen-Indikatoren – 28.2 Anwendung der	
Indikatoren, Titrationen – 28.3 Eigenschaften der Indikatoren	

29. Der pH-Wert von Salzlösungen	110
30. Pufferlösungen	114
30.1 Definition, Bestimmung des pH-Werts von Pufferlösungen –	
30.2 Bestimmung von Protolysekonstanten – 30.3 Wirkungsweise	
von Pufferlösungen	
31. Das Löslichkeitsprodukt	117
32. Übungsbeispiele	120
Redoxreaktionen	124
33. Wertigkeit und Oxidationszahl	124
34. Definition der Begriffe Oxidation und Reduktion	126
34.1 Ursprüngliche Bedeutung – 34.2 Erweiterung des Oxidations-	
Reduktions-Begriffs – 34.3 Redoxsysteme – 34.4 Disproportionie-	
rung	
35. Normalpotentiale. Spannungsreihe	130
35.1 Experimentelle Befunde – 35.2 Galvanische Elemente – 35.3	
Potentialbildung an den Elektroden – 35.4 Messung von Normalpo-	
tentialen – 35.5 Kompliziertere Redoxgleichungen, pH-abhängige	
Redox-reaktionen – 35.6 Normalpotentiale	
36. Anwendungen	139
36.1 Voraussagen über den Verlauf von Redoxreaktionen – 36.2 Be-	
stimmung der Koeffizienten von chemischen Reaktionsgleichungen	
37. Übungsbeispiele	143
Radioaktivität	144
38. Die Entdeckung der Radioaktivität	144
39. Natürliche Radioaktivität	145
39.1 Die radioaktive Strahlung – 39.2 Die Verschiebungsgesetze –	
39.3 Die Halbwertszeit – 39.4 Zerfallsreihen	
40. Kernreaktionen	149
40.1 Einfache Kernreaktionen – 40.2 Künstliche radioaktive Iso-	
tope – 40.3 Die Kernspaltung	
41. Anwendungen	152
41.1 Herstellung von neuen Elementen – 41.2 Tracermethoden –	
41.3 Altersbestimmungen	
Lösungen zu den Übungsbeispielen	155
Literaturnachweis	157
Sachwortregister	158