

KOMPAKTE CHEMIE

MEHR
ERFAHREN

Steffen Schäfer

Anorganische Chemie
Energetik • Kinetik • Kernchemie

STARK

Inhalt

Vorwort

Atombau und Periodensystem – ein untrennbarer Zusammenhang	1
1 Vorstellung über den Bau der Atome	1
1.1 Erste Atommodelle – Entwicklung aus Grundgesetzen und Versuchen	1
1.2 Atomkern – Kernteilchen als Kenngrößen der Elemente ...	4
1.3 Das Atommodell nach Bohr – das „Schalenmodell“	6
1.4 Das quantenmechanische Atommodell – das Orbitalmodell	9
2 Aufbau des Periodensystems der Elemente	16
2.1 Mehr Ordnung in die Vielfalt der chemischen Elemente ...	16
2.2 Bestätigung des PSE durch die Erforschung der Atome	17
2.3 Hauptgruppenelemente (HG-Elemente)	17
2.4 Nebengruppenelemente	23
 Chemische Bindung – wie Teilchen zusammenhalten	 25
1 Atombindung – wie Atome im Molekül zusammenhalten	25
1.1 Wesen der Atombindung	25
1.2 Der räumliche Bau von Molekülen – das Elektronenpaarabstoßungs-Modell (EPA-Modell)	26
1.3 Das Valenzbindungsmodell (VB-Modell)	27
1.4 Das Molekülorbitalmodell (MO-Modell)	32
1.5 Polare Atombindungen	34
2 Zwischenmolekulare Kräfte – wie Moleküle zusammenhalten	35
2.1 Wasserstoffbrückenbindungen und Dipol-Dipol-Kräfte	36
2.2 Van-der-Waals-Kräfte	37
3 Ionenbindung	39
3.1 Wesen der Ionenbindung	39
3.2 Ionenkristalle	39

4 Metallbindung	41
4.1 Elektronengasmodell	41
4.2 Energiebändermodell	42
4.3 Metallkristalle	43
Chemische Thermodynamik	44
1 Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen	44
1.1 Formen der Energieumwandlung	44
1.2 Zustandsgrößen – Prozessgrößen; extensive, intensive und molare Größen	45
1.3 Von der inneren Energie zum Ersten Hauptsatz der Thermodynamik	46
1.4 Arbeit und Wärme – Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie	47
2 Experimentelle Ermittlung und Berechnung der Volumenarbeit	49
3 Experimentelle Ermittlung und Berechnung der Reaktionsenthalpie	50
3.1 Die Grundgleichung der Kalorimetrie	50
3.2 Ermittlung von Lösungsenthalpien	53
3.3 Ermittlung von Reaktionsenthalpien mit dem Satz von Hess	54
4 Entropie und Freie Enthalpie – Richtung chemischer Prozesse	56
4.1 Entropie – ein Maß für die Unordnung	56
4.2 Freie Enthalpie – Gibbs-Helmholtz-Gleichung	58
Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht	61
1 Reaktionsgeschwindigkeit	61
1.1 Definition der Reaktionsgeschwindigkeit	61
1.2 Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit	62
1.3 Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit	63
1.4 Reaktionsordnung	64
2 Aktivierungsenergie	65
3 Katalysatoren – Beschleuniger chemischer Reaktionen	67

4	Grundlagen des chemischen Gleichgewichts	69
4.1	Wesen des chemischen Gleichgewichts	69
4.2	Das Massenwirkungsgesetz – quantitative Beschreibung des chemischen Gleichgewichts	70
4.3	Das Prinzip des kleinsten Zwangs – Veränderung der Gleichgewichtslage	71
4.4	Chemisches Gleichgewicht und Freie Enthalpie	73
5	Gasgleichgewichte	74
6	Säure-Base-Gleichgewichte	75
6.1	Historische Entwicklung der Begriffe Säure und Base	75
6.2	Säure-Base-Theorie	76
6.3	Konzentration und pH-Wert	78
6.4	Stärke von Säuren und Basen	80
6.5	pH-Wert-Berechnungen	82
6.6	Protolyse wässriger Salzlösungen	85
6.7	Pufferlösungen	85
6.8	Indikatoren	87
6.9	Säure-Base-Titration	88
7	Löslichkeitsgleichgewichte	92
7.1	Löslichkeit und Löslichkeitsprodukt	92
7.2	Beeinflussung der Löslichkeit	94
7.3	Fraktionierte Fällung	94
7.4	Fällungstitration	95

Redoxreaktion und Elektrochemie **97**

1	Redoxreaktionen	97
1.1	Redoxreaktionen als Elektronenübergänge	97
1.2	Oxidationszahlen – ein Hilfsmittel zum Erkennen von Redoxreaktionen	98
1.3	Beispiele für Redoxreaktionen anorganischer Verbindungen	99
1.4	Beispiele für Redoxreaktionen organischer Verbindungen	102
2	Grundlagen der Elektrochemie	103
2.1	Elektrolyte und elektrische Leitfähigkeit	103
2.2	Das Elektrodenpotenzial	105
2.3	Quantitative Beschreibung des Elektrodenpotenzials – Die Nernst'sche Gleichung	107

3	Freiwillig verlaufende elektrochemische Reaktionen	107
3.1	Galvanische Zellen	107
3.2	Die elektrochemische Spannungsreihe	109
3.3	Anwendung galvanischer Zellen in Einstabmessketten	110
3.4	Bau und Funktion einiger Batterien	111
3.5	Bau und Funktion einiger Akkumulatoren	113
3.6	Bau und Funktion von Brennstoffzellen	114
3.7	Korrosion – eine unerwünschte Redoxreaktion	115
3.8	Korrosionsschutz – Maßnahmen zum Erhalt wertvoller Werkstoffe	117
4	Elektrolysen – erzwungene Redoxreaktionen	119
4.1	Grundlagen der Elektrolyse	119
4.2	Faraday'sche Gesetze	120
4.3	Technische Anwendungen von Elektrolysen	122
	Komplexchemie	126
1	Aufbau von Komplexverbindungen	126
1.1	Zusammensetzung und Nomenklatur von Komplexverbindungen	126
1.2	Räumliche Struktur von Komplexen	129
1.3	Chemische Bindung in Komplexen	130
2	Chemische Reaktionen von Komplexverbindungen	135
2.1	Stabilität von Komplexen	135
2.2	Ligandenaustauschreaktionen	136
2.3	Salzhydrate	137
3	Bedeutung von Komplexverbindungen	138
3.1	Komplexverbindungen in der Natur	138
3.2	Komplexchemische Reaktionen in der Technik	139
3.3	Komplexreaktionen in der Analytik	140
	Kernchemie	144
1	Isotope und Nuklide	144
2	Natürliche Radioaktivität	146
2.1	Strahlungsarten	146
2.2	Zerfallsreihen	147
2.3	Grundgesetz des radioaktiven Zerfalls	148
2.4	Anwendungen natürlicher Radioaktivität	150

3	Künstliche Radioaktivität	151
3.1	Erzwungene Kernreaktionen	151
3.2	β^+ -Zerfall	151
3.3	Künstlich hergestellte Elemente	152
4	Energiegewinnung durch Kernreaktionen	152
4.1	Energiegewinnung durch Kernspaltung	152
4.2	Energiegewinnung durch Kernfusion	157

Spezielle anorganische Verbindungen 159

1	Kohlenstoffverbindungen	159
1.1	Diamant und Graphit – Modifikationen des Kohlenstoffs	159
1.2	Die Oxide des Kohlenstoffs	161
1.3	Kohlensäure und ihre Salze – Hydrogencarbonat und Carbonate	162
1.4	Kohlenstoff-Stickstoff-Verbindungen	163
1.5	Kohlenstoff-Schwefel-Verbindungen	164
2	Siliciumverbindungen	164
2.1	Siliciumdioxid und Silicate	164
2.2	Herstellung von Silicatglas	166
2.3	Gewinnung von Reinstsilicium – Grundlage der Mikroelektronik	167
2.4	Dotieren von Silicium	168
2.5	Silicone	169
3	Stickstoffverbindungen	170
3.1	Stickstoff	170
3.2	Ammoniak	171
3.3	Salpetersäure	173
4	Schwefelverbindungen	175
4.1	Schwefelsäure	176
4.2	Weitere schwefelhaltige Säuren	178

Anhang
Stichwortverzeichnis

Autor: Steffen Schäfer

Vorwort

Liebe Schülerinnen und Schüler,

der Bau der Atome, die Theorie des chemischen Gleichgewichts und die Energetik sind wichtige Grundlagen, das Verhalten von chemischen Stoffen zu interpretieren. Diese Themen werden u. a. in diesem Band aus der Reihe Kompakt-Wissen leicht verständlich und übersichtlich in komprimierter Form dargestellt. Durch die enge Anlehnung an den Lehrplan kann der **prüfungsrelevante Unterrichtsstoff** der Chemie effektiv wiederholt und Fachbegriffe, Definitionen und chemische Verbindungen schnell nachgeschlagen werden. Dieses Kompakt-Wissen Chemie eignet sich daher sowohl im Schulalltag zur Ergänzung Ihrer persönlichen Aufzeichnungen, als auch zur **effektiven Vorbereitung auf Klausuren und das Abitur**.

Dieses Buch bietet

- übersichtliche und leicht verständliche **Erläuterungen**,
- präzise **Definitionen**,
- informative und einprägsame **Abbildungen**.

Die auf die Themen verweisenden **Symbole** am unteren Seitenrand und ein sorgfältig zusammengestelltes **Stichwortverzeichnis** am Ende des Bandes erlauben Ihnen die sichere Orientierung in diesen interessanten Stoffgebieten der Chemie.

Ich wünsche Ihnen viel Freude und Erfolg bei der Arbeit mit diesem Buch und bei der Anwendung Ihres Wissens in allen Prüfungen und dem Abitur.



Steffen Schäfer

Chemische Bindung – wie Teilchen zusammenhalten

Alle chemischen Bindungen beruhen auf Anziehungskräften, die auf atomarer Ebene wirken. Die Art der Teilchen, aus denen die Stoffe bestehen, bestimmt die Art der chemischen Bindung.

Art der chemischen Bindung	Vorkommen
Atombindung	Molekülsubstanzen, polymere Stoffe
Ionenbindung	Ionensubstanzen (Salze)
Metallbindung	Metalle

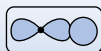
1 Atombindung – wie Atome im Molekül zusammenhalten

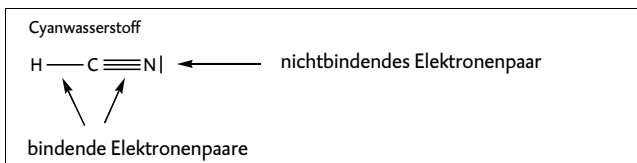
Atombindungen treten zwischen den Atomen in Molekülen auf. Somit sind Nichtmetallatome in chemischen Verbindungen über Atombindungen miteinander verknüpft. Die Atombindung ist die häufigste Art der chemischen Bindungen. Als Synonyme werden auch die Begriffe **Elektronenpaarbindung** oder **kovalente Bindung** verwendet.

1.1 Wesen der Atombindung

Die Atombindung ist eine Art der chemischen Bindung, die auf der Bildung **gemeinsamer Elektronenpaare** (auch „bindende Elektronenpaare“ genannt) beruht. Die an der Bindung beteiligten Atome teilen sich diese(s) Elektronenpaar(e).

Die Elektronenpaare werden in der Elektronenschreibweise der Formel (auch **Lewis-Formel** genannt) als Strich dargestellt. Dabei unterscheidet man zwischen **bindenden** und **nichtbindenden** Elektronenpaaren.





Eine Beschreibung der Atombindung ist sowohl nach dem Bohr'schen Atommodell als auch nach dem quantenmechanischen Atommodell möglich, eine Erklärung der Bindung ist nur mit letzterem möglich.

Beschreibung der Atombindung nach dem Bohr'schen Atommodell

Zwei Atome bilden gemeinsame Elektronenpaare, indem diese Elektronen auf einer neuen Elektronenbahn gemeinsam um beide Atomkerne kreisen. Es werden so viele gemeinsame Elektronenpaare gebildet, dass jedes Atom die Edelgaskonfiguration (siehe S. 21) erreicht und das entstandene Molekül somit stabil ist. Nach dem Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell siehe unten) lässt sich der räumliche Bau von Molekülen beschreiben.

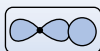
Beschreibung der Atombindung nach dem quantenmechanischen Atommodell

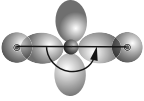
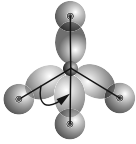
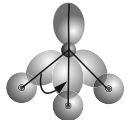
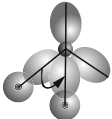
Bei Annäherung zweier Atome kommt es zur Überlappung von Atomorbitalen und zur Ausbildung von Molekülorbitalen, indem sich die Elektronen nun gemeinsam um beide Atomkerne bewegen. Die Stabilität einer solchen Bindung lässt sich nach zwei Modellen erklären:

1. Valenzbindungsmodell (VB-Modell) – siehe S. 27 ff.
2. Molekülorbitalmodell (MO-Modell) – siehe S. 32 ff.

1.2 Der räumliche Bau von Molekülen – das Elektronenpaarabstoßungs-Modell (EPA-Modell)

Der räumliche Bau von mehratomigen Molekülen wird vor allem durch die Art und Anzahl der Atome im Molekül bestimmt. Die negative Ladung der Elektronen führt zu maximaler Abstoßung der gemeinsamen Elektronenpaare untereinander. Somit ergeben sich für Moleküle entsprechend der Anzahl der Atome und der eventuell vorhandenen nichtbindenden Elektronenpaare bestimmte räumliche Strukturen.



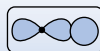
Beispiel	EPA-Modell	Bindungswinkel	Räumliche Struktur
Kohlenstoffdioxid		180°	linear
Methan		109,4°	tetraedrisch
Ammoniak		107,1°	verzerrt tetraedrisch ¹
Wasser		104,9°	verzerrt tetraedrisch ¹

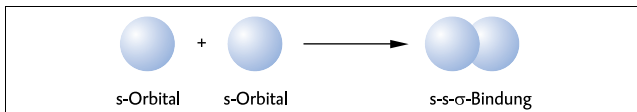
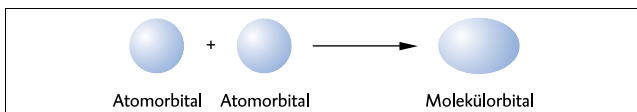
¹ Da der Platzbedarf der nichtbindenden Elektronenpaare größer ist als der der bindenden Elektronenpaare, kommt es zu einer stärkeren Abstoßung durch nichtbindende Elektronenpaare und dadurch zu einem kleineren Bindungswinkel als im Tetraeder.

1.3 Das Valenzbindungsmodell (VB-Modell)

σ -Bindung (Sigma-Bindung)

Nähern sich zwei Wasserstoffatome, so kommt es zunächst zur Überlappung der beiden 1s-Orbitale, dann zur Bildung eines neuen Orbitals, des σ -Orbitals:

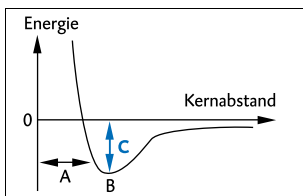




Eine **σ -Bindung** ist eine Art der Atombindung, bei der das Molekülorbital rotationssymmetrisch um die Verbindungslinie zwischen den Atomkernen liegt.

Beim Wasserstoffatom entsteht somit eine s-s- σ -Bindung.

Der Zustand des Moleküls muss energetisch günstiger sein als der der einzelnen Atome. Für einen bestimmten Abstand der Atomkerne voneinander (A) ergibt sich ein Energieminimum (B). Die Differenz zwischen der Energie der isolierten Atome und der Energie des stabilen Moleküls wird **Bindungsenergie** (Bindungsenthalpie) (C) genannt.

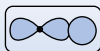


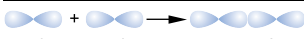
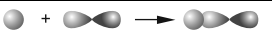
Energie in Abhängigkeit des Kernabstandes bei der Annäherung zweier Atome

Eine weitere Annäherung der

Atome über den energieärmsten Zustand hinaus würde zu einer Energiezunahme und einer Abstoßung führen. Die Überlappung der Atomorbitale führt zu einer Erhöhung der Elektronendichte zwischen den Atomen. Je höher die Elektronendichte im Überlappungsbereich, desto höher ist die Bindungsenergie.

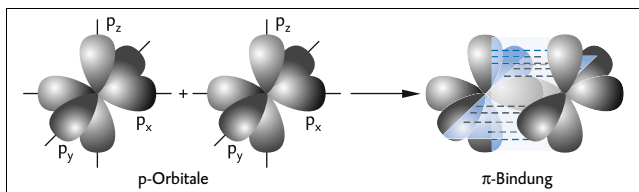
Der Abstand der Atomkerne in Molekülen wird in Pikometer (pm) angegeben. An σ -Bindungen können auch p-Orbitale beteiligt sein. Dies trifft z. B. auf die Bindung in Molekülen der Halogene und Halogenwasserstoffe zu.



Bindung in Halogenen	Bindung in Halogenwasserstoffen
 p-Orbital + p-Orbital → p-p-σ-Bindung	 s-Orbital + p-Orbital → s-p-σ-Bindung
p-p-σ-Bindung	s-p-σ-Bindung

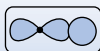
π-Bindungen (Pi-Bindungen)

Bei Atombindungen, an denen mehrere bindende Elektronenpaare beteiligt sind, ist es nicht möglich, ausschließlich σ-Bindungen auszubilden. Stickstoffatome haben die Elektronenkonfiguration $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Die Edelgaskonfiguration wird über die Bildung von drei gemeinsamen Elektronenpaaren erreicht. Somit kommt es bei der Bildung des Stickstoffmoleküls zur Überlappung jeweils der p_x -, p_y - und p_z -Orbitale.



Aber nur durch die Überlappung der p_x -Orbitale bildet sich eine rotationssymmetrisch zur Kern-Kern-Achse liegende σ-Bindung aus. Die p_y - und p_z -Orbitale können sich nur seitlich nähern und zu einer Überlappung führen, bei der die Elektronendichte auf der Verbindungslinie zwischen den beiden Atomkernen gleich Null ist. Es kommt zur Ausbildung von zwei π-Bindungen, die senkrecht zueinander stehen.

Eine **π-Bindung** ist eine Art der Atombindung, bei der das Molekülorbital symmetrisch zu einer Ebene, welche durch die Verbindungslinie zwischen den Atomkernen verläuft, liegt.





© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de

info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH
ist urheberrechtlich international geschützt.
Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung
des Rechteinhabers in irgendeiner Form
verwertet werden.

STARK