

# KOMPAKTE CHEMIE

MEHR  
ERFAHREN

Steffen Schäfer

**Anorganische Chemie**  
Energetik • Kinetik • Kernchemie

**STARK**

# Inhalt

## Vorwort

<b>Atombau und Periodensystem – ein untrennbarer Zusammenhang .....</b>	<b>1</b>
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
 <b>Chemische Bindung – wie Teilchen zusammenhalten .....</b>	 <b>25</b>
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
<b>Chemische Thermodynamik .....</b>	<b>44</b>
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
<b>Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht .....</b>	<b>61</b>
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
	<b>Komplexchemie .....</b>	<b>126</b>
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
	<b>Kernchemie .....</b>	<b>144</b>
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	$\beta^+$ -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

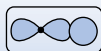
## 1 Atombindung – wie Atome im Molekül zusammenhalten

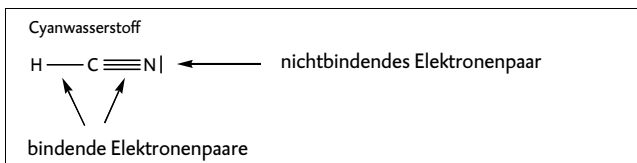
Atombindungen treten zwischen den Atomen in Molekülen auf. Somit sind Nichtmetallatome in chemischen Verbindungen über Atombindungen miteinander verknüpft. Die Atombindung ist die häufigste Art der chemischen Bindungen. Als Synonyme werden auch die Begriffe **Elektronenpaarbindung** oder **kovalente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

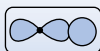
### Beschreibung der Atombindung nach dem quantenmechanischen Atommodell

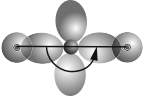
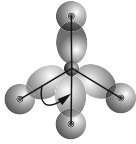
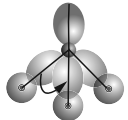
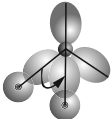
Bei Annäherung zweier Atome kommt es zur Überlappung von Atomorbitalen und zur Ausbildung von Molekülorbitalen, indem sich die Elektronen nun gemeinsam um beide Atomkerne bewegen. Die Stabilität einer solchen Bindung lässt sich nach zwei Modellen erklären:

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.



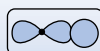
Beispiel	EPA-Modell	Bindungswinkel	Räumliche Struktur
Kohlenstoffdioxid		180°	linear
Methan		109,4°	tetraedrisch
Ammoniak		107,1°	verzerrt tetraedrisch <sup>1</sup>
Wasser		104,9°	verzerrt tetraedrisch <sup>1</sup>

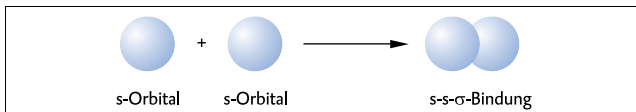
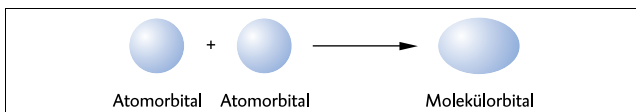
<sup>1</sup> Da der Platzbedarf der nichtbindenden Elektronenpaare größer ist als der der bindenden Elektronenpaare, kommt es zu einer stärkeren Abstoßung durch nichtbindende Elektronenpaare und dadurch zu einem kleineren Bindungswinkel als im Tetraeder.

### 1.3 Das Valenzbindungsmodell (VB-Modell)

#### $\sigma$ -Bindung (Sigma-Bindung)

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

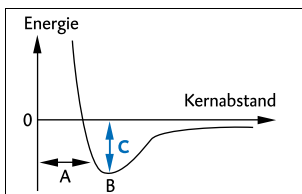




Eine  **$\sigma$ -Bindung** ist eine Art der Atombindung, bei der das Molekülorbital rotationssymmetrisch um die Verbindungslinie zwischen den Atomkernen liegt.

Beim Wasserstoffatom entsteht somit eine s-s- $\sigma$ -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.

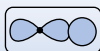


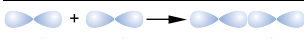
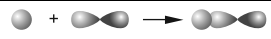
Energie in Abhängigkeit des Kernabstandes bei der Annäherung zweier Atome

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.

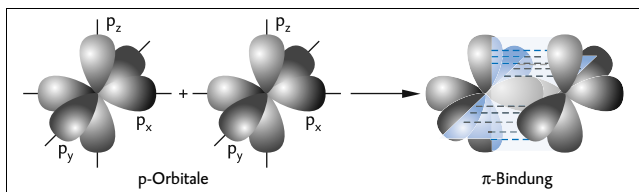
Der Abstand der Atomkerne in Molekülen wird in Pikometer (pm) angegeben. An  $\sigma$ -Bindungen können auch p-Orbitale beteiligt sein. Dies trifft z. B. auf die Bindung in Molekülen der Halogene und Halogenwasserstoffe zu.



Bindung in Halogenen	Bindung in Halogenwasserstoffen
 <p>p-Orbital + p-Orbital → p-p-σ-Bindung</p>	 <p>s-Orbital + p-Orbital → s-p-σ-Bindung</p>
p-p-σ-Bindung	s-p-σ-Bindung

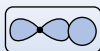
### π-Bindungen (Pi-Bindungen)

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](http://www.stark-verlag.de)

[info@stark-verlag.de](mailto: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**