Fachbegriffe für Chemielaboranten

Sabine Meißner
Henning Schnitger
Matthias Weber

Best.-Nr. 1631
Holland + Josenhans Verlag Stuttgart

1. Auflage 2010

Dieses Werk folgt der reformierten Rechtschreibung und Zeichensetzung.

Alle Rechte vorbehalten. Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlages. Hinweis zu § 52 a UrhG: Weder das Werk, noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen.

Die Verweise auf Internetadressen und -dateien beziehen sich auf deren Zustand und Inhalt zum Zeitpunkt der Drucklegung des Werks. Der Verlag übernimmt keinerlei Gewähr und Haftung für deren Aktualität oder Inhalt noch für den Inhalt von mit ihnen verlinkten weiteren Internetseiten.

Dieses Buch ist auf Papier gedruckt, das aus 100% chlorfrei gebleichten Faserstoffen hergestellt wurde.

© Holland + Josenhans GmbH & Co., Postfach 102352, 70019 Stuttgart
Tel.: 07 11/6 14 39 20, Fax: 07 11/6 14 39 22, E-Mail: verlag@holland-josenhans.de,
Internet: www.holland-josenhans.de

Satz: Satzpunkt Ursula Ewert GmbH, Bayreuth

Druck und Weiterverarbeitung: Henkel GmbH Druckerei, Stuttgart

ISBN 978-3-7782-1631-6

Vorwort

Jeder Beruf ist und bleibt bestrebt, sich eine Fachsprache anzueignen. Dafür wird ein spezifischer Wortschatz angelegt, der es erlaubt, Sachverhalte und Fachtermini sowie deren Bedeutung mit geringem sprachlichen Aufwand zu benennen und sicher zu kommunizieren. Diese Festlegung oder Konventionalisierung der Begriffe entspricht einer immensen Arbeitsleistung, welche dem praktischen Gebrauch eines spezifischen Wortschatzes vorangeht.

Die Tätigkeit des Chemielaboranten erfordert einen intensiven Erwerb von Fachwörtern aus allen Bereichen der Naturwissenschaften. Vielmals bedient man sich der lateinischen oder griechischen Sprache, um neue Bedeutungen in Wörter zu fassen. Mit zunehmender Komplexität des Fachwortschatzes jedoch wird es unerlässlich, diesen zu ordnen und zu systematisieren.

Der Wort-Check „Fachbegriffe für Chemielaboranten" stellt sich der schwierigen Aufgabe, Ihnen diesen Überblick zu verschaffen. Dabei werden alle Fachbegriffe in spezifische Bereiche eingeordnet und alphabetisch dargestellt. So lässt sich jeder Begriff einfach nachschlagen, um dessen Bedeutung zu finden. Einige Begriffe benötigen eine ausführlichere, aber prägnante fachliche Erklärung, die Ihnen übersichtlich präsentiert wird.

Somit kann die begriffliche Vielfalt eines jeden Bereiches des Berufsbildes eines Chemielaboranten effektiv erschlossen, erlernt und überprüft werden.

Gleichfalls bietet sich Ihnen die Möglichkeit zum lexikalischen Nachschlagen bei der Klärung ganz bestimmter Fachtermini über das Sachwortverzeichnis.

Dieses Werk will Ihnen, mit über 1.500 erläuterten Fachbegriffen, ein kompetenter Begleiter sein. Der Wort-Check „Fachbegriffe für Chemielaboranten" erleichtert Ihnen das Beherrschen der wichtigsten Fachbegriffe und damit das erfolgreiche Führen fachlicher Gespräche.

Doch ebenso lebendig wie diese Gespräche bleibt die Sprache, in der sie geführt werden. In dem man immer neue Begriffe nutzt, werden andere nutzlos und nicht mehr gebraucht. Einige finden sich an anderer Stelle wieder und wechseln ihre Bedeutung.

Bitte unterstützen Sie uns gegebenenfalls mit Anregungen und Hinweisen für die eine oder andere Verbesserung und tragen Sie dadurch zur ständigen Aktualisierung des Wort-Checks bei.

Sabine Meißner
Henning Schnitger
Matthias Weber

Inhaltsverzeichnis

Theoretische Grundlagen ... 7

1 **Allgemeine Chemie** ... 7
1.1 Atomaufbau ... 7
1.2 Chemische Bindung ... 11
1.3 Periodensystem ... 20
1.4 Chemische Reaktionen ... 23
1.5 Stoffe ... 30
1.5.1 Salze ... 32
1.5.2 Lösungen ... 34
1.5.3 Gase ... 41
1.5.4 Disperse Systeme ... 44

2 **Anorganische Chemie** ... 45
2.1 Metalle, Nichtmetalle ... 45
2.2 Herstellungsverfahren ... 49

3 **Organische Chemie** ... 52
3.1 Funktionelle Gruppen und Strukturelemente ... 52
3.2 Stoffklassen ... 57
3.3 Reaktionsarten und Reaktionsmechanismen ... 65
3.4 Namensreaktionen ... 72

Praktische Durchführung ... 75

4 **Labortechnische Arbeitsprozesse** ... 75
4.1 Messen physikalischer Größen und physikalische Vorgänge ... 75
4.2 Trennen von Stoffen ... 84
4.3 Reinigen von Stoffen ... 90

5 **Probenahme und Probenvorbereitung** ... 92

6 **Nasschemische Analytik** ... 96
6.1 Qualitative Analytik ... 96
6.2 Quantitative Analytik ... 98
6.2.1 Volumetrie ... 99
6.2.2 Gravimetrie ... 102

7 **Instrumentelle Analytik** ... 104
7.1 Spektroskopie ... 104
7.2 Chromatografie ... 122
7.3 Elektrochemische Analyseverfahren ... 133

© Holland + Josenhans

8 Qualitätssicherung und Qualitätssicherungssysteme 137

Berufsübergeordnete Themen 146

9 Responsible care 146
9.1 Umweltschutz 146
9.2 Arbeitssicherheit und Gesundheitsschutz 153

10 Organisationsstrukturen 161
10.1 Berufsbildung 161
10.2 Berufsständische öffentlich-rechtliche und staatliche Einrichtungen 163

11 Sachwortverzeichnis 166

© Holland + Josenhans

1 Allgemeine Chemie

1.1 Atomaufbau

Atom
Kleinstes, elektrisch neutrales, chemisch einheitliches Teilchen eines Elements, besteht aus Kern und Hülle.

Atomarer Zustand
Zustand, in dem ein chemisches Teilchen nicht weiter teilbar ist. Ist die kleinstmögliche Einheit des Stoffes (Atom).

Atomkern
Mittelpunkt des Atoms, mit einem Durchmesser von 10^{-14}–10^{-15} m, enthält fast die gesamte Masse des Atoms, besteht aus Protonen und Neutronen, enthält dadurch die ganze positive Ladung des Atoms.

Atommasse
Die Atommasse in g eines Elements setzt sich grundsätzlich aus den Massen der Atomgrundbausteine (Neutronen, Protonen, Elektronen) zusammen. Die relative Atommasse lässt sich aus der Molmasse eines Elements geteilt durch die Avogadrosche Konstante ($N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$) berechnen. Durch Einführung der atomaren Masseneinheit u (definitionsgemäß 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C) erhält man für alle Elemente Zahlenwerte, die den molaren Atommassen entsprechen, z. B. für Wasserstoff (H) gleich 1,008 u.

Atommodell
Vereinfachte Darstellung des Atomaufbaus, basierend auf experimentellen Ergebnissen. Bekannte Modelle wurden von z. B. Bohr und Rutherford entwickelt.

Atomradius
Abstand zwischen dem Atomkern und der äußersten mit Elektronen besetzten Schale in der Hülle eines Atoms.

Atomrumpf
Atomkern mit allen Elektronen mit Ausnahme der Außenelektronen, z. B. fehlt beim Atomrumpf von Natrium das Elektron auf der 3. Schale.

© Holland + Josenhans

Avogadrosche Konstante, Loschmidtsche Konstante
Physikalische Konstante. N_A besagt, dass 1 mol eines jeden Stoffes exakt aus $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen besteht.

Bohrsches Atommodell
Besagt, dass ein Atom aus einem positiv geladenen Atomkern besteht, um den sich negativ geladene Elektronen auf diskreten Kreisbahnen (ähnlich dem Planetenmodell) bewegen.

Deuterium
Isotop des Wasserstoffs mit der Massenzahl 2, schwerer Wasserstoff.

Elektron
Elementarteilchen mit einer negativen Ladung, das sich in der Atomhülle befindet. Masse: $9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg, 1836-mal leichter als ein Proton.

Elektronenanregung
Vorgang, bei dem Elektronen eines betrachteten Atoms mittels einer definierten Energieportion auf ein, gegenüber dem Grundzustand, konkretes, höheres Energieniveau angehoben werden.

Elektronenbahn
Teil des Bohrschen Atommodells, bei dem sich die Elektronen eines Atoms auf diskreten Kreisbahnen um den positiven Atomkern bewegen.

Elektronenhülle
Definierter Raum um den Atomkern, der die Elektronen enthält.

Elektronenkonfiguration
Modellartige Darstellung der Elektronenverteilung auf die Haupt- und Nebenschalen gemäß dem Pauli-Prinzip und der Hundschen Regel.

Elektronenschale
Modellartige Darstellung von konkreten Energieniveaus (Orbitalen), auf denen sich Elektronen um den positiven Atomkern bewegen können. Die Orbitale werden durch die Nebenquantenzahl l ausgedrückt, die wiederum die Form der Orbitale (s, p, d und f) vorgibt.

Elementarladung
Kleinste beobachtete elektrische Ladung $e = 1{,}6022 \cdot 10^{-19}$ C, entspricht der Ladung eines Elektrons.

Formelmasse
Ergibt sich aus der Addition der Atommassen der am Aufbau einer Formeleinheit einer Ionenverbindung beteiligten Elemente. Einheit ist u.

© Holland + Josenhans

Hauptquantenzahl
Die Hauptquantenzahl legt die Grundenergie einer Elektronenschale fest und entspricht der Nummer der Schale im Bohrschen Atommodell. Sie kann ganzzahlige Werte von 1 bis 7 annehmen.

Heisenbergsche Unschärferelation
Theorie, die besagt, dass es unmöglich ist, gleichzeitig sowohl den durch die drei Raumachsen festgelegten Ort eines Teilchens, z. B. eines Elektrons, als auch den Impuls,
p = Kraft · Zeit, mit absoluter Genauigkeit bestimmen zu können.

Hundsche Regel
Besagt, dass energetisch gleichwertige Orbitale zunächst einzeln mit Elektronen besetzt werden, bevor eine Doppelbesetzung erfolgt.

Ionenladung, Ionenwertigkeit, Ladungszahl
Gibt die Anzahl von Atomen abgegebener bzw. aufgenommener Elektronen bei der Bildung von Ionen an. Bei der Abgabe von Elektronen sind die Ionen positiv geladen, bei der Aufnahme sind sie negativ geladen.

Ionisierungsenergie, Ionisierungspotential
Energie, die man zur Abtrennung eines Elektrons von einem Atom oder Molekül benötigt.

Isotop
Isotope eines Elements haben die gleiche Protonenanzahl (Ordnungszahl), aber eine unterschiedliche Neutronenanzahl. Dadurch unterscheiden sie sich in ihren Massen.

Kernladungszahl
Gibt die Anzahl der Protonen in einem Atomkern an.

Ladung
Die nach außen beobachtbare positive oder negative Wirkung eines Ions. Die Ladung eines Ions und deren Höhe ergeben sich aus der Differenz zwischen Protonen im Kern und Elektronen auf den Schalen. Ein Ion mit einem Elektronenüberschuss ist negativ, mit einem Elektronenmangel positiv geladen.

Magnetquantenzahl
Die Magnetquantenzahl m (–l,...,0,...,+l) gibt die Orientierung der Orbitale im Raum (x-, y-, z-Richtung) an.

Massenzahl
Anzahl der Nukleonen im Atomkern, ergibt sich aus der Summe der Anzahl an Protonen und Neutronen.

© Holland + Josenhans

Mischelement Element, das aus unterschiedlichen Isotopen des gleichen Elements besteht, z. B. H, C, S.

Molare Masse Masse eines Mols eines Stoffes in Gramm, wobei der Zahlenwert der relativen Atom- bzw. Molekülmasse des Stoffes entspricht, Formelzeichen ist *M*, Einheit g/mol.

Molekül Kleinstes, chemisch einheitliches Teilchen einer Verbindung, aufgebaut aus Atomen.

Molekülmasse Ergibt sich aus der Addition der Atommassen der am Aufbau eines Moleküls beteiligten Elemente. Gibt die Masse eines einzelnen Moleküls an, Einheit ist u.

Nebenquantenzahl Die Nebenquantenzahl *l* bestimmt die räumliche Gestalt der Orbitale. Sie entspricht den Unterschalen (s, p, d, f) des Bohrschen Atommodells.

Neutron Neutrales Elementarteilchen in Atomkernen. Masse: $1{,}675 \cdot 10^{-27}$ kg, 1839-mal schwerer als ein Elektron.

Nukleonen Bezeichnung für die Kernbausteine Protonen und Neutronen.

Orbital, Energieniveau Mathematische Berechnungen von Räumen, in denen sich mit höchster Wahrscheinlichkeit Elektronen um die Atomkerne bewegen. Aus den Berechnungen ergeben sich die typischen Formen für die s-, p-, d- und f-Orbitale.

Ordnungszahl Gibt die Stellung der Elemente im Periodensystem an, ist gleich der Anzahl Protonen im Atomkern.

Pauli-Prinzip Besagt, dass zwei Elektronen eines Atoms nicht den gleichen Zustand besitzen können. Sie müssen sich daher in mindestens einer der vier Quantenzahlen unterscheiden.

Proton Positiv geladenes Elementarteilchen im Atomkern. Masse: $1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg, 1836-mal schwerer als ein Elektron.

Quantenzahl Angaben, die den Zustand eines Elektrons kennzeichnen: Hauptquantenzahl *n*, Nebenquantenzahl *l*, Magnetquantenzahl *m* und die Spinquantenzahl *s*.

© Holland + Josenhans

Reinelement Element, das nur aus einem Isotop besteht, z. B. Na, P, Mn.

Reinstoff Stoff, der einheitlich zusammengesetzt ist und durch physikalische Trennmethoden nicht weiter aufgetrennt werden kann.

Schalenmodell Atommodell, bei dem die Elektronenbahnen kreisförmig als Schalen um einen Mittelpunkt (Atomkern) dargestellt werden. Die 1s-Schale liegt als Kreis direkt um den Mittelpunkt, danach folgt die 2s-Schale usw.

Spinquantenzahl Die Spinquantenzahl s (–½, +½) gibt den magnetischen Drehimpuls der Elektronen an.

1.2 Chemische Bindung

Absorption Aufnahme eines Gases oder von Strahlung in das freie Volumen einer festen oder flüssigen Phase.

Addukt Oberbegriff für zusammengesetzte Moleküle, bei deren Bildung keine Nebenprodukte, wie z. B. Wasser oder Alkohol, entstehen.

Adhäsion Anhangskraft zwischen den Oberflächen zweier verschiedener Körper, kommt durch Wechselwirkungen zwischen den Kontaktflächen zustande, z. B. Kreide an der Tafel.

Akzeptor Molekül oder Ion, welches je nach Reaktionstyp Elektronen, Protonen, Atome oder Ionen empfangen kann.

Anion Negativ geladenes Teilchen bzw. Ion.

Anionischer Komplex Das Zentralatom dieser Komplexverbindung ist in einem negativ geladenen Komplexteil gebunden, z. B. Fe^{2+} als Zentralatom in $[Fe(CN)_6]^{4-}$.

Atombindung, Elektronenpaarbindung, Homöopolare Bindung, Kovalente Bindung Bindung zwischen Nichtmetallatomen, bei der beide Bindungspartner durch gemeinsam genutzte Elektronenpaare zusammen gehalten werden.

Axial In Achsenrichtung, auf die Achse bezogen.

Bildungsenthalpie Wärmeenergie, die bei der Bildung von Verbindungen aus den Elementen frei oder benötigt wird. Formelzeichen ist ΔH, Einheit kJ/mol.

© Holland + Josenhans

Bindungsaffinität Maß für das Bestreben von Ionen, Atomen oder Atomgruppen, durch chemische Reaktionen Bindungen einzugehen.

Bindungselektronen An einer Atombindung beteiligte Elektronen, bilden gemeinsam genutzte Elektronenpaare.

Bindungsenergie, Bindungsstärke Maß für die Stärke einer Bindung. Die in kJ/mol angegebene Energie, die bei der Bildung einer Atombindung frei wird bzw. zur Spaltung dieser Bindung aufgewendet werden muss.

Chemische Bindung Art des Zusammenhalts von Atomen und Ionen in chemischen Verbindungen oder von Molekülen in Molekülverbänden.

Coulombsche Kraft Kraft, mit der sich entgegengesetzt geladene Teilchen anziehen und gleichsinnig geladene Teilchen abstoßen.

Dipol-Dipol-Kräfte Kräfte, die zwischen Dipolmolekülen wirken, sind stärker als Van-der-Waals-Kräfte, jedoch schwächer als Wasserstoffbrückenbindungen.

Dipolmolekül Molekül, bei dem durch größere Elektronegativitätsunterschiede der Atome eine Ladungsverschiebung stattfindet, die zur Polarität der Atombindung führt. Das Molekül wirkt äußerlich dann als Dipol, wenn sich die Gesamtheit aller gerichteten polaren Bindungen nicht aufhebt, z. B. ist das gewinkelte Wasser-Molekül ein Dipol, Methan als punktsymmetrisches Molekül ist kein Dipol.

Dipolmoment Gibt die Stärke eines Dipols an. Je größer das Dipolmoment, umso polarer ist eine Verbindung.

Dissoziation Von außen erzeugte oder selbsttätig ablaufende Trennung einer chemischen Verbindung in zwei oder mehrere Moleküle, Atome oder Ionen.

Dissoziationsenergie Diejenige Energie, die notwendig ist, um eine chemische Bindung in Ionen zu trennen.

Dissoziationsgrad Quotient aus der Stoffmenge der in Ionen dissozierten Teilchen und der gesamten Stoffmenge der Teilchen der Lösung, Formelzeichen α, dimensionslos.

© Holland + Josenhans

Dissoziationskonstante Maß für die Einstellung eines Gleichgewichts bei einer Dissoziation. Sie gibt für eine Dissoziationsreaktion darüber Auskunft, auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt bzw. in welcher Form, dissoziiert oder undissoziiert, die Substanz bevorzugt vorliegt, Formelzeichen ist K_D, Einheit mol/L.

Donator Molekül oder Ion, welches je nach Reaktionstyp Elektronen, Protonen, Atome oder Ionen abgeben kann.

Doppelbindung Atombindung, die durch zwei Elektronenpaare gebildet wird, besteht aus einer σ- und einer π-Bindung.

Dotierung Gezielter Einbau von Fremdatomen in einen Halbleiterkristall, um die Eigenschaften der Substanz, meistens die Leitfähigkeit oder die Kristallstruktur, zu verändern. Man unterscheidet die p-Dotierung (Einbau von Elektronen-Akzeptoren) und n-Dotierung (Einbau von Elektronen-Donatoren). Typisches Beispiel ist der Einbau von Bor (p) oder Phosphor (n) in Siliciumdioxid-Kristalle.

Dreifachbindung Atombindung, die durch drei Elektronenpaare gebildet wird, besteht aus einer σ-Bindung und zwei π-Bindungen.

Edelgaskonfiguration Elektronenanzahl in einem Atom oder Ion, die der Elektronenanzahl eines Edelgases entspricht. Alle Atome oder Ionen sind bestrebt, diese stabile Anordnung der Elektronen zu erreichen.

Einfachbindung Atombindung, die durch ein Elektronenpaar gebildet wird, besteht aus einer σ-Bindung.

Elektronegativität Maß für die Fähigkeit eines Atoms, das bindende Elektronenpaar an sich zu ziehen. Die Elektronegativität nimmt in der Regel innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten ab, in einer Periode von links nach rechts zu.

Elektronenaffinität Maß für das Bestreben von Atomen oder Ionen, Elektronen aufzunehmen. Die gebräuchliche Abkürzung ist *EA*, die Einheit ist eV oder kJ/mol.

© Holland + Josenhans

Elektronenlücke
Liegt vor, wenn in Ionen oder Molekülen Elektronen zur optimalen Edelgaskonfiguration fehlen. Teilchen mit Elektronenlücken reagieren mit Anionen oder Molekülen mit freien Elektronenpaaren.

Elektronenpaar
Man unterscheidet zwischen gebundenen und freien Elektronenpaaren. Gebundene Elektronenpaare sind unpolare oder polare Bindungen zwischen zwei Atomen. Freie Elektronenpaare sind die äußeren Elektronenpaare eines Elements oder einer Verbindung, die nicht an den Bindungen zwischen den Atomen beteiligt sind.

Enthalpie
Maß für die Energie eines thermodynamischen Systems, wird auch als Reaktionswärme bezeichnet, Formelzeichen *H*, Einheit kJ/mol. Meist werden Differenzen der Enthalpien von Produkten und Edukten gebildet. Ist ΔH positiv, ist die Reaktion endotherm, ist ΔH negativ, ist die Reaktion exotherm.

Gillespie-Nyholm-Prinzip, VSEPR-Modell
Regeln zur Abschätzung von Bindungswinkeln in mehratomigen Molekülen.
Regel 1: bindende und freie Elektronenpaare ordnen sich aufgrund ihrer Abstoßungskräfte im Molekül so an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben.
Regel 2: die Abstoßungskräfte von bindenden Elektronen sind kleiner als die von nicht bindenden Elektronen.

Gitterenergie
Energie, die bei der Bildung eines Molekül- oder Ionengitters frei oder zur Zerstörung eines Molekül- oder Ionengitters benötigt wird.

Gitterpunkt
Position eines Atomrumpfs in der Salzstruktur. Für jedes Salz sind klare Gitterpunkte durch die Bindungslängen der Bindungspartner vorgegeben.

Hauptvalenzbindung
Bindung, die innerhalb eines Moleküls wirkt. Man unterscheidet zwischen Atombindung, Ionenbindung, Metallbindung und Komplexbindung.

© Holland + Josenhans

Heterolyse
Spaltung von Atombindungen in ungleiche Spaltpartner. Tritt meistens bei Verbindungen auf, in denen die Atome unterschiedliche Elektronegativitätswerte besitzen. Die Bindungselektronen verbleiben bei dem Spaltpartner mit dem größeren Elektronegativitätswert. Es entstehen entgegengesetzt geladene Ionen.

Homolyse
Spaltung von Atombindungen in gleiche Spaltpartner. Tritt meistens bei Verbindungen auf, in denen die Atome annähernd gleiche Elektronegativitätswerte besitzen. Jeder Spaltpartner behält dabei anteilmäßig seine Bindungselektronen. Es entstehen reaktionsfähige Radikale.

Hybridisierung
Bezeichnet die Kombination verschiedener Atomorbitale zu Hybridorbitalen. Abhängig von der Anzahl und der Art der Atomorbitale ist die Bildung unterschiedlicher Hybridorbitale möglich, z. B. für das Kohlenstoffatom, das s- und p-Orbitale besitzt, sp-, sp^2- und sp^3-Hybridorbitale.

Hydratation, Hydratisierung
Anlagerung von Wassermolekülen an gelöste Ionen, an polare Neutralmoleküle oder als Kristallwasser in Festkörpern.

Hydrathülle
Wasseranlagerung an gelöste Ionen durch zwischenmolekulare Wechselwirkungen.

Induzierter Dipol
Temporärer positiver und negativer Ladungsschwerpunkt im Molekül. Durch eine nicht immer symmetrische Verteilung der Elektronen innerhalb eines Moleküls entstehen für kurze Zeit schwache Dipole, diese üben auf die benachbarten Moleküle Anziehungs- bzw. Abstoßungskräfte aus.

Ion
Positiv oder negativ geladenes Atom oder Molekül.

Ionenbindung, Heteropolare Bindung
Bindung zwischen Metallen und Nichtmetallen, wobei durch vollständige Elektronenübertragung die Edelgaskonfiguration für die Bindungspartner erreicht wird, dabei entstehen Kationen bzw. Anionen.

© Holland + Josenhans

Ionengitter
Regelmäßige dreidimensionale Anordnung von Anionen und Kationen eines homogenen Stoffs im festen Zustand, die über Ionenbindungen untereinander gebunden sind.

Kation
Positiv geladenes Teilchen bzw. Ion.

Kationischer Komplex
Das Zentralatom dieser Komplexverbindung ist in einem positiv geladenen Komplexteil gebunden, z. B. Cu^{2+} als Zentralatom in $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

Kohäsion
Physikalischer Vorgang, bei dem Moleküle eines Stoffes miteinander wechselwirken und dadurch zusammenhaften.

Komplexbindung, Koordinative Bindung, Bindung höherer Ordnung
Bei dieser Art der Bindung hat das Zentralatom mehr Bindungspartner (Liganden) als nach seiner Stellung im Periodensystem zu erwarten wären. Es werden mehrere ungeladene Moleküle oder Anionen an das Zentralatom angelagert. Die Zentralatome können sowohl nichtmetallische Elemente, z. B. S, B, Cl, als auch Metalle, z. B. Cu, Fe, Ag, sein. Als Liganden kommen z. B. NH_3, H_2O, CN^-, OH^- vor. Die Bindungselektronen werden immer nur von einem Bindungspartner geliefert. Das bindende Elektronenpaar stammt vom Zentralatom, wenn dieses ein Nichtmetallatom ist. Ist das Zentralatom ein Metall, werden die bindenden Elektronenpaare von den Liganden geliefert.

Koordinationszahl
Anzahl von Liganden, die sich in einer Komplexbindung an ein Zentralatom anlagern.

Korngrenze
Zweidimensionaler Gitterfehler in der Kristallografie, trennt in einem Kristall Bereiche (auch Körner genannt) unterschiedlicher Ausrichtung mit ansonsten gleicher Kristallstruktur.

Kristallwasser, Hydratwasser
Wasser, das in einem kristallinen Festkörper gebunden ist, z. B. Glaubersalz, $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$. Kristallwasser ist meist nur schwach gebunden und entweicht beim Erhitzen.

Ladungsschwerpunkt
Ergibt sich als Summe aus der ungleichmäßigen Verteilung positiver und negativer Ladungen im Molekül.

© Holland + Josenhans

Ligand Neutrale Moleküle oder Anionen, die sich in Komplexbindungen an ein Zentralatom anlagern.

Metallbindung Nach dem Elektronengasmodell geben die Metallatome ihre Außenelektronen ab. Dabei entstehen positiv geladene Metallionen, die so genannten Atomrümpfe. Die abgespaltenen Außenelektronen bewegen sich als Elektronengas frei zwischen den Metallionen und bewirken dadurch den Zusammenhalt im Metallgitter, dessen Eckpunkte durch die Atomrümpfe gebildet werden.

Molekülgitter Kristall, der aus Molekülen aufgebaut ist. Die dabei wirkenden Kräfte untereinander sind schwächer als im Ionenkristall. Molekülkristalle sind daher in der Regel weicher als Ionenkristalle und werden bei einem relativ niedrigen Schmelzpunkt flüssig.

Nebenvalenzbindung Bindung, die zusätzlich zwischen Molekülen auftreten kann und durch zwischenmolekulare Kräfte verursacht wird, z. B. Wasserstoffbrückenbindung.

Neutraler Komplex Das Zentralatom dieser Komplexverbindung ist in einem neutralen Komplexteil gebunden, z. B. Nickel als Zentralatom in $[Ni(CO)_4]$.

Oktettregel, Achterschale Besagt, dass einige Atome Moleküle oder Ionen bilden, deren Elektronenkonfiguration der eines Edelgases entspricht. Dabei besitzen die Moleküle oder Ionen acht Elektronen in der äußeren Schale, dies ist die stabilste Konfiguration.

Permanenter Dipol Positiver und negativer Ladungsschwerpunkt im Molekül, ist dauerhaft vorhanden.

Polare Atombindung Atombindung, bei der die bindenden Elektronen zu einem der beiden an der Bindung beteiligten Atome aufgrund eines Elektronegativitätsunterschieds verschoben sind.

Polarität Zustand, in dem die Atome eines Moleküls unterschiedliche Elektronegativitäten aufweisen, durch die Ladungsverschiebungen innerhalb des Moleküls auftreten. Eine äußerlich erkennbare Polarität tritt jedoch nur bei unsymmetrischen Molekülen auf.

© Holland + Josenhans

Protolysegrad Quotient aus der Stoffmenge der in Ionen dissozierten Säure- oder Base-Teilchen und der gesamten Stoffmenge der Säure- oder Base-Teilchen der Lösung, Formelzeichen α, dimensionslos.

Sandwich-Verbindung Im Allgemeinen eine Verbindung aus einem Metallatom im Zentrum und zwei aromatischen Verbindungen, die auf gegenüberliegenden Seiten des Metallatoms angesiedelt sind. Die Bindung erfolgt über die delokalisierten π-Elektronen des aromatischen Systems, wodurch das Zentralatom über Wechselwirkungen vorübergehend eine stabile Edelgaskonfiguration erhält, z. B. Ferrocen.

Solvatation Anlagerung von Lösemittelmolekülen an Ionen. Durch die Ionen wird der Dipolcharakter in Lösemitteln verstärkt und dadurch eine Wechselwirkung erzielt. Spezialfall: Hydratation (Lösemittel H_2O).

Strukturformel Schematische Darstellung von Molekülen, in der die Atombindungen und unter Umständen die geometrische Anordnung der Atome ersichtlich sind, wie z. B. bei der Fischer-Projektion von Kohlenhydraten.

Summenformel Gibt das Teilchenzahlenverhältnis und damit auch das Stoffmengenverhältnis von einzelnen Teilchen an, die in einem Molekül bzw. in einer Formeleinheit enthalten sind. So ist beispielsweise im Wassermolekül (Summenformel H_2O) Wasserstoff in doppelter Menge als Sauerstoff enthalten, das Stoffmengenverhältnis beträgt daher 2:1.

Symmetrie Verhalten einer Struktur, sich gegenüber einer Achse, einer Ebene oder eines Punktes wie Bild und Spiegelbild abzubilden. Beispielsweise ist Ethen, bezogen auf die Achse entlang der Doppelbindung, symmetrisch.

Unpolare Moleküle Moleküle, bei denen die Elektronen über das ganze Molekül gleichmäßig verteilt sind. Es bilden sich keine Ladungsschwerpunkte aus.

© Holland + Josenhans

Valenz

Synonym für die Wertigkeit eines Atoms eines chemischen Elements. Gibt an, wie viele Elektronen ein Atom im Falle einer chemischen Bindung binden kann, bzw. wie viele Einfachbindungen es mit anderen Atomen oder Atomgruppen eingehen müsste, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Valenzelektronen

Elektronen, die in einem Atom eines Hauptgruppenelements die äußere Schale, in einem Atom eines Nebengruppenelements die äußeren beiden und in einem Atom eines Actinoids oder Lanthanoids die drei äußeren Schalen besetzen. Von den Valenzelektronen hängen im Wesentlichen die chemischen Eigenschaften der Elemente ab.

Van-der-Waals-Kräfte

Zwischenmolekulare Wechselwirkungen, die durch die Fähigkeit der Atome bzw. Moleküle entstehen, kurzzeitig schwache Dipole zu bilden. Diese temporären Dipole können die Elektronen benachbarter Moleküle verschieben, wodurch diese polarisiert werden und somit zwischen den Molekülen elektrostatische Anziehungskräfte entstehen. Die van-der-Waals-Kräfte sind zu den Hauptvalenzbindungen vergleichsweise schwach, nehmen mit steigender Molekülmasse und -größe zu.

Wasserstoffbrückenbindung

Zwischenmolekulare Wechselwirkung zweier Moleküle über Wasserstoffatome. Sie beruht auf der Anziehung von einem Atom eines stark elektronegativen Elementes (wie Fluor, Stickstoff oder Sauerstoff) und einem stark positiv polarisierten Wasserstoffatoms.
Ihre Bindungsstärke ist schwächer als die der Ionen- und der Atombindung, aber stärker als bei den Van-der-Waals-Kräften.

Zentralatom, Zentralion

Zentral gelegenes Teilchen, meistens ein von Übergangsmetallen gebildetes Kation, in einer Komplexverbindung. Das Zentralatom bzw. Zentralion wechselwirkt über koordinative Bindungen mit den Liganden, die Elektronenpaare für die Bindung mit dem Zentralatom zur Verfügung stellen.

© Holland + Josenhans

1.3 Periodensystem

Actinoide
5f-Metalle
Gruppenbezeichnung für das Element Actinium (Ordnungszahl 89) und die 14 im Periodensystem folgenden Elemente. Alle Actinoide sind Metalle und durchweg radioaktiv. Actionoide werden auch als „5f-Metalle" bezeichnet, da sie sich im Wesentlichen nur in ihrer Elektronenbesetzung in den f-Orbitalen der fünften Schale unterscheiden.

Alkalimetalle
Elemente der I. Hauptgruppe des Periodensystems mit Ausnahme von Wasserstoff H (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr).

Borgruppe
Elemente der III. Hauptgruppe des Periodensystems (B, Al, Ga, In, Tl). Bor ist ein Halbmetall, ansonsten handelt es sich um Metalle.

Chalkogene, Erzbildner
Elemente der VI. Hauptgruppe des Periodensystems (O, S, Se, Te, Po). Tellur und Selen sind Halbmetalle, Polonium ein radioaktives Metall, ansonsten handelt es sich um Nichtmetalle.

Chemische Elemente
Grundstoffe, die chemisch nicht weiter zerlegt werden können. Sie sind im Periodensystem nach aufsteigender Protonenanzahl im Atomkern sortiert. Die kleinste Einheit eines Elements heißt Atom.

Chromgruppe
Elemente der VI. Nebengruppe des Periodensystems (Cr, Mo, W, Sg). Die Chromgruppe enthält ausschließlich Metalle. Seaborgium ist ein synthetisch hergestelltes Element.

Edelgase
Elemente der VIII. Hauptgruppe des Periodensystems (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Radon ist radioaktiv.

Eisen-Platin-Gruppe
Elemente der VIII. Nebengruppe des Periodensystems (Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt, Hs, Mt, Ds). Es handelt sich ausschließlich um Metalle. Hassium und Meitnerium sind synthetisch hergestellte Elemente.

Elementsymbol
Weltweit gültige Kurzschreibweise für Elemente, die sich von den lateinischen, griechischen oder bei neueren Elementen von den englischen Namen ableitet. Bei noch nicht ▷

© Holland + Josenhans