UNIVERSITÄT
BAYREUTH

Didaktik

Seminar „Übungen im Vortragen – AC, PC“

Metalle: Klassifikation, Bindungen, Gitter-Strukturen

Andreas Dörfler, WS 99/00; Simon Göhl, WS 07/08; Anne Augenstein, WS 18/19
Christian Nützel, WS 07/08

Gliederung

1 Klassifikation 2
2 Metallische Bindung 5
2.1 Elektronengas-Modell 5
2.2 Energiebänder-Modell 7
3 Kristall-Strukturen 10
3.1 Kristall-Strukturen mit dichtester Kugel-Packung 10
3.2 Kristall-Strukturen ohne dichteste Kugel-Packung 12
3.3 Polymorphie 13
4 Zusammensetzung wichtiger Legierungen 14

***Einstieg 1**: Zu Beginn wird mit Bildern auf das große Spektrum der Einsatz-Möglichkeiten der Metalle von der Kunst/Kultur bis in die Technik (Abb. 1und Abb. 2) aufmerksam gemacht, sowie eine Film-Sequenz aus dem Film „Titanic" von J. Cameron gezeigt: die Titanic kollidiert mit dem Eisberg und der Schiffsrumpf wird „aufgebrochen". Von Wissenschaftlern wurde u. a. die These aufgestellt, dass die Wahl des Metalls, der zum Schiff-Bau der Titanic verwendet wurde, zum Untergang beigetragen hatte. Aufgrund seiner duktilen Eigenschaften und seiner Struktur hätte das Metall für derartige Zwecke bzw. Fahrten nicht verwendet werden dürfen. Auf diese Problematik und auf weitere Faktoren im Zusammenhang mit Metallen wird im Vortrag eingegangen. Wegen der Komplexität des Themas wird nur auf die Klassifikation, die Bindungen und die Strukturen eingegangen.*

Abb. 1: Atom-Bombe „little Boy“ [6]

Abb. 2: Tutanchamun (Urheber: MykReeve) [7]

***Einstieg 2**: Studierende werden zu Beginn gebeten sich in folgenden Geschichte hineinzuversetzen: „Stellt euch vor ihr seid ein Krieger in der Zeit vom Trojanischen Krieg. Für den bevorstehenden Kampf gegen die Griechen wollt ihr euch ein neues Schwert schmieden lassen. Zur damaligen Zeit, der Bronze-Zeit, war es üblich seine Waffen aus Bronze zu fertigen. Mit eurem neuen Schwert und ganz viel Zuversicht zieht ihr dann in den Kampf. Doch die Euphorie hält nicht lange an, denn bei eurem ersten Schlag gegen das Schwert des Gegners, zerbricht euers in zwei Teile."*

Ihr fragt euch sicher, wie kann das sein? Das Schwert wurde noch nie benutzt und war auch nicht beschädigt? Was ihr zu diesem Zeitpunkt noch nicht wusstet ist, dass die Griechen eine neue Entdeckung gemacht haben. Sie haben sich auch neue Schwerter schmieden lassen. Aber nicht mehr aus Bronze, sondern aus Stahl. Sie haben festgestellt, dass Stahl wesentlich härter ist als Bronze und das ist im Kampf natürlich ein Vorteil. Bronze und Stahl sind Legierungen und Legierungen sind Gemische aus mehreren Metallen und teilweise auch Nicht-Metallen und um die Metalle soll es auch im Folgenden gehen.

1 Klassifikation

Die Bindungskräfte, die zur Bildung chemischer Verbindungen führen, sind unterschiedlicher Natur. Es werden daher verschiedene Grenz-Typen der chemischen Bindung unterschieden. Dies sind: Metalle, Ionen-Bindung, Atom-Bindung und ferner die van-der-Waals-Bindung.

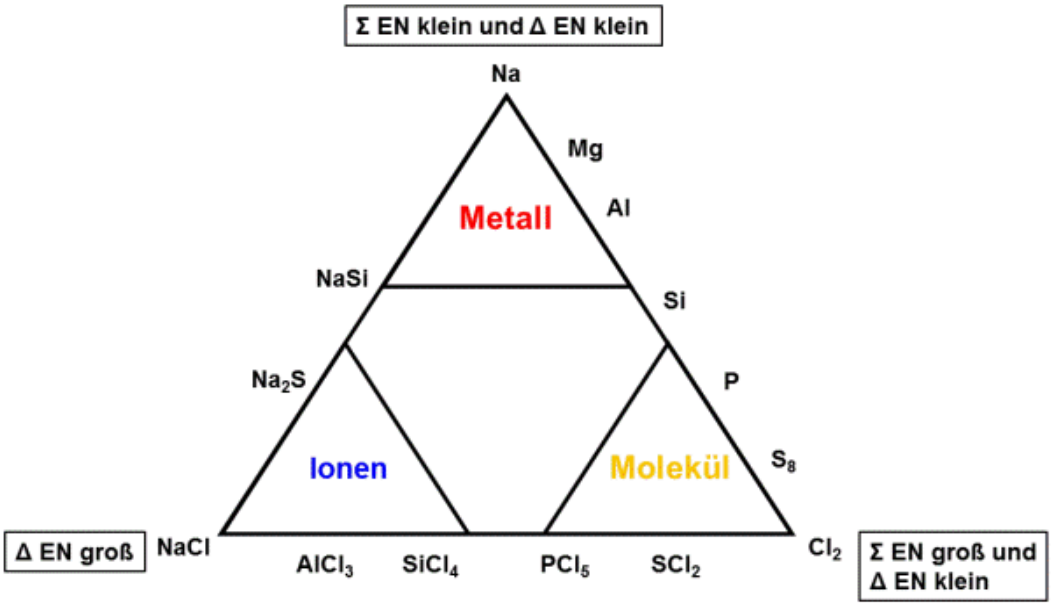


Abb. 3: Ketelaar-Dreieck der Elemente der 3. Periode [nach 8]

Drei Viertel aller Hauptgruppen-Elemente sind Metalle, außerdem alle Nebengruppen-Elemente, Lanthanoide und Actinoide. Im Periodensystem nimmt der metallische Charakter innerhalb einer Periode von links nach rechts ab und von oben nach unten zu. Demnach stehen im Periodensystem die typischen Metalle links unten, die typischen Nicht-Metalle rechts oben. Diese Abgrenzung aber erfolgt nicht scharf. Elemente, die weniger charakteristische metallische Eigenschaften zeigen werden als Halb-Metalle bezeichnet.

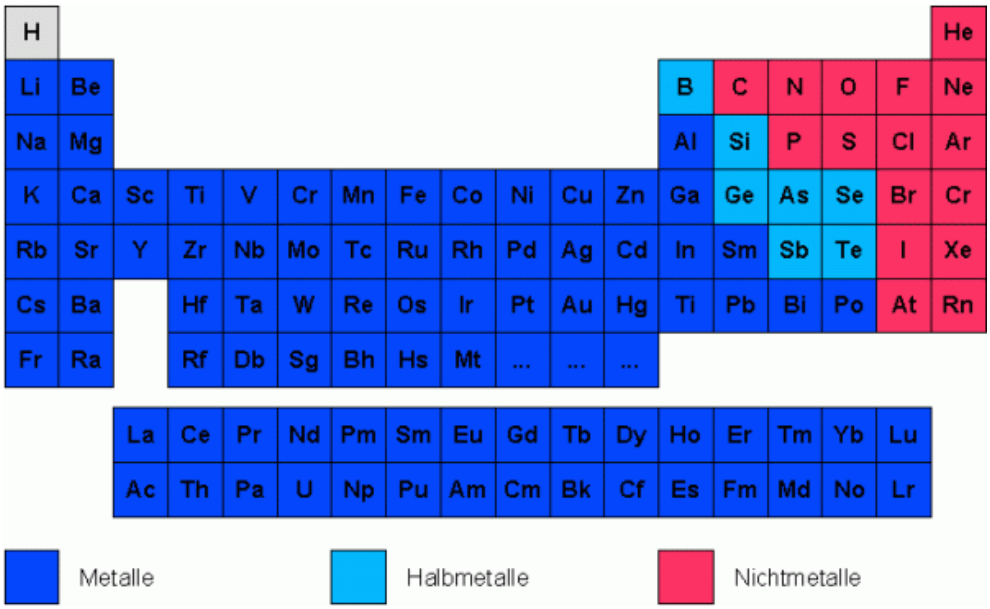


Abb. 4: Metall-Charakter im Periodensystem

Solche typischen metallischen Eigenschaften sind:

- hohe Dichte
- metallischer Glanz, bzw. Undurchsichtigkeit
- Duktilität (plastische Verformbarkeit)
- gute elektrische und thermische Leitfähigkeit
- Magnetismus

Im Gegensatz zu den für alle Metalle gültigen Eigenschaften, sind die Schmelzpunkte der Metalle sehr unterschiedlich. Sie variieren von -39°C bei Quecksilber, das gleichzeitig das einzige Metall ist, das bei Zimmer-Temperatur flüssig ist, bei 3.410°C bei Wolfram.

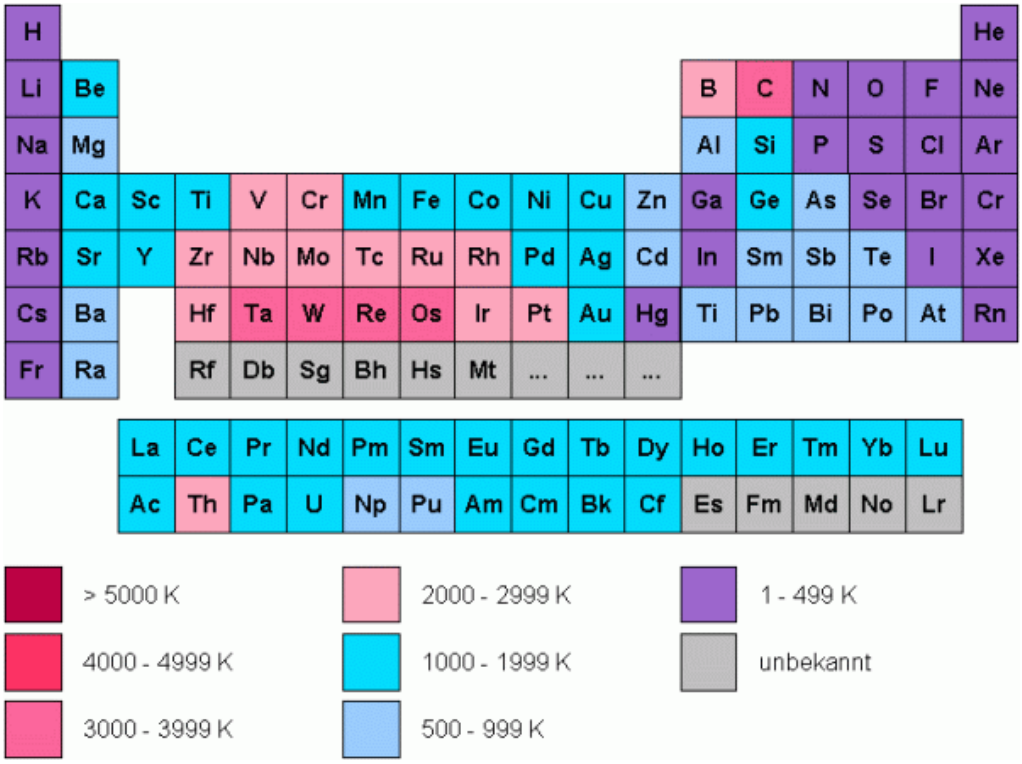


Abb. 5: Schmelzpunkte der Elemente im Periodensystem

Ebenso wie der Schmelzpunkt ist auch die Neigung der Metalle mit Sauerstoff zu reagieren unterschiedlich. Sowohl die Geschwindigkeit als auch die thermodynamische Spontanität dieser Reaktionen weichen stark voneinander ab. So entzündet sich Cäsium bei Luft-Kontakt, während andere Metalle, wie z. B. Aluminium oder Eisen, an der Luft beständig sind. Sie sind deshalb auch kommerziell nutzbar, weil sie bei Normal-Bedingungen aufgrund einer dünnen oxidischen Schutz-Schicht auf ihrer Oberfläche nur langsam mit der Atmosphäre reagieren. Metalle, die auf diese Weise zur Oxidation neigen, werden auch unedle Metalle genannt.

Demonstration: Ein Metall-Spitzer (Magnesium) - Alltagsbezug -, von dem vorher die Stahl-Klinge entfernt wurde, wird mit einem Brenner angezündet. Der Spitzer verbrennt mit grell blendender weißer Flamme.

Durch diese Reaktion wird die hohe Affinität des Magnesiums zu Sauerstoff deutlich:

$$2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$$

Da das Magnesium bei Normal-Bedingungen beständig ist, ist es für die Industrie sehr bedeutsam. Doch schon die geringe thermische Anregung des Magnesiums durch Hitze genügt, um es oxidieren zu lassen.

Edel-Metalle sind also die einzigen Metalle, die bei Normal-Bedingungen keine Neigung zur Oxid-Bildung zeigen. Osmium stellt hierfür eine Ausnahme dar, da es bereits bei Raum-Temperatur nach Osmiumoxid (OsO_4) riecht (Edel-Metalle im PSE, geordnet nach der Ordnungszahl: Ruthenium, Rhodium, Palladium, Silber, Osmium, Iridium, Platin, Gold). In diesem Zusammenhang sind die Münz-Metalle (Gold, Silber und Kupfer) anzuführen, die ihren Namen aufgrund der klassischen Verwendung zur Münz-Herstellung erhalten haben. Diese Metalle sind entweder Edel-Metalle, oder sehr beständig.

Die Formbarkeit der Metalle, z. B. in Münzen, ist abhängig von den Bindungen. Diese metallische Bindung wird im Folgenden anhand einiger Modelle erklärt.

2 Metallische Bindung

2.1 Elektronengas-Modell

Schon um 1900 wurde von DRUDE und LORENZ das Elektronengas-Modell der metallischen Bindung entwickelt. Demnach sind in Metallen die Valenz-Elektronen delokalisiert, d. h. sie sind nicht an ein bestimmtes Atom gebunden und können sich ähnlich wie Gas-Atome im Gas-Raum frei bewegen. Deshalb werden die Valenz-Elektronen auch als Elektronen-Gas bezeichnet. Die verbleibenden positiven Atom-Rümpfe besetzen die Gitter-Plätze. In Aluminium z. B. nehmen die kugelförmigen Al^{3+}-Rümpfe nur etwa 18% des Gesamt-Volumens des Metalls ein, während das Elektronen-Gas 82% des Volumens beansprucht.

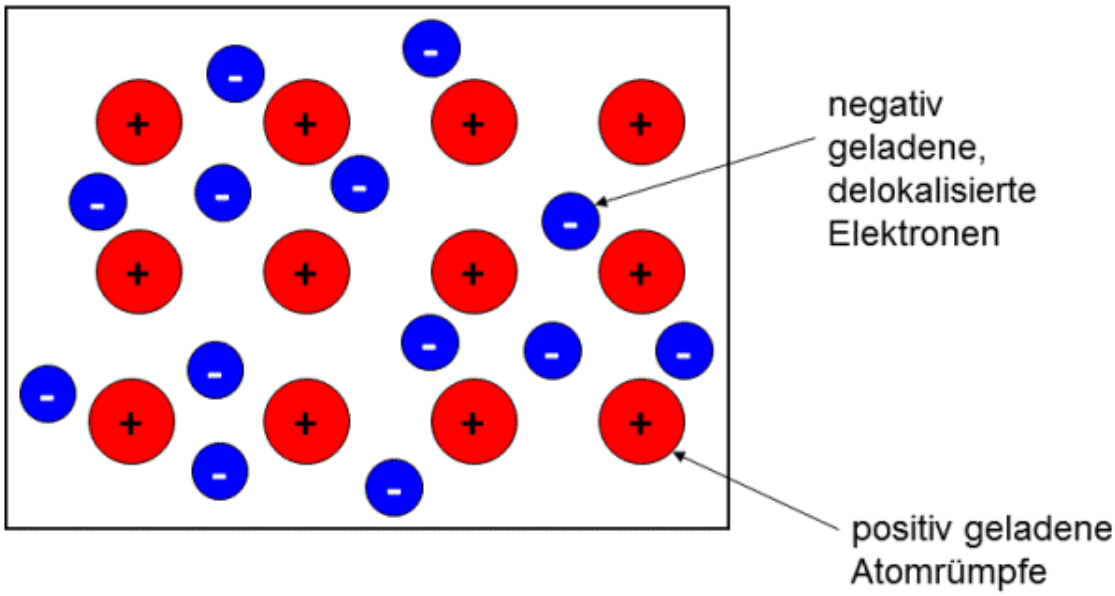


Abb. 6: Elektronengas-Modell

Mit diesem Modell lassen sich viele Eigenschaften der Metalle darstellen. Die Existenz des Elektronen-Gases erklärt die gute elektrische und thermische Leitfähigkeit der Metalle. Beim Anlegen einer Spannung wandern die Elektronen des Elektronen-Gases in Richtung Anode. Bei steigender Temperatur sinkt die Leitfähigkeit von Metallen, denn die positiv geladenen Atom-Rümpfe beginnen, je höher die Temperatur ist, stärker zu schwingen. Somit stören sie bei angelegter Spannung zunehmend die Beweglichkeit der Elektronen im Elektronen-Gas auf ihrem Weg zur Anode. weil durch die mit wachsender Temperatur zunehmenden Schwingungen der positiven Atom-Rümpfe eine wachsende Störung der freien Beweglichkeit der Elektronen erfolgt.

Demonstration 1: Mittels eines Versuchsaufbau mit einem Glühlämpchen wird die elektrische Leitfähigkeit von Metallen demonstriert. Wegen der frei beweglichen Elektronen des Elektronen-Gases leiten Metalle den elektrischen Strom und werden auch als Leiter 1. Ordnung bezeichnet (Leiter der 2. Ordnung sind Ionen-Lösungen).

Versuch: Leitfähigkeit von Metallen

Zeitbedarf: 5 Minuten, Lernende, n

Material:

- Brenner, Feuerzeug
- Labor-Netzgerät
- 3-4 Kabel, rot + blau
- Multimeter (Amperemeter)
- Halogen-Lämpchen, U= 12 V, P= 20-50 W
- Weiteres Lämpchen mit anderem Widerstand

Chemikalien:

- Eisen-Draht (bei der verwendeten Lampe: so abschneiden, dass er insgesamt einen Widerstand von R= 0,8 Ohm hat)

Durchführung: Ein Strom-Kreis wird nach Skizze aufgebaut. Verschieden lange und dicke Draht-Stücke werde getestet, evtl. das Draht-Stück zur Spirale aufwickeln. Dann schaltet man das Netzgerät ein und stellt die Spannung so ein, dass der Glüh-Draht des Lämpchens gerade glimmt. Dann wird mit dem Brenner der Eisen-Draht erhitzt und das Glüh-Lämpchen bzw. der Zeiger des Instrumentes beobachtet.

Beobachtung: Der Strom wird bei Erhitzen kleiner / Lampe leuchtet schwächer.

Deutung: Die thermische Bewegung der Atom-Rümpfe behindert den Elektronen-Fluss.

Demonstration 2: Durch das Eintauchen eines Plastik-Löffels und eines Metall-Löffels in eine heiße Flüssigkeit wird die gute Wärme-Leitfähigkeit von Metall im Vergleich zu einem anderen Material (Kunststoff) demonstriert. Weiterhin wird durch das Eintauchen eines Löffels aus Memory-Metall (Legierung: Nitinol = Korrosionsbeständige, hochfeste bis ca. 8% elastisch verformbare und eine hohe Schwingfestigkeit aufweisende, bis 650°C verwendbare Gruppe von Ti-Ni-Legierungen mit ca. 55% Ni-Anteil, D. 6, 45, Schmp. 1.240-1.328°C. Nitinol besitzt eine Art „Form-Gedächtnis", d. h., zeigt einen sogenannten Memory-Effekt, der sich z. B. zur cyclischen Umwandlung von thermischer in mechanische Energie und zum Antrieb kleiner Maschinen (Banks Engine) nutzen lässt. Der Name Nitinol leitet sich ab von Nickel, Titanium und dem Naval Ordnance Laboratory, wo diese Legierung 1958 entwickelt wurde) in die heiße Flüssigkeit (Löffel mit Memory-Metall-Einlage klappt zusammen) demonstriert, dass andere Metalle (hier Legierung!) auch andere Reaktionen auf Hitze-Einwirkung zeigen können.

Exkurs: Legierungen

Legierungen sind Gemische aus zwei oder mehreren Metallen, denen gelegentlich auch noch weitere nichtmetallische Stoffe wie Kohlenstoff, Silicium, Phosphor oder Stickstoff zugesetzt werden. Legierungen können u. a. durch Zusammenschmelzen der einzelnen Bestandteile, durch Sintern oder durch Reduzieren der entsprechenden Ausgangsrohstoffe hergestellt werden. Bilden sich in der Legierung nach dem Abkühlen einheitliche Misch-Kristalle, bestehend aus Atomen sämtlicher Legierungsbestandteile heraus, dann spricht man von einer homogenen Legierung. Eine heterogene Legierung liegt dagegen vor, wenn die Kristalle der einzelnen Legierungsbestandteile unverändert nebeneinander im Gemisch enthalten sind. Die physikalischen, chemischen und mechanischen Eigenschaften der Legierungen unterscheiden sich oft erheblich von denen ihrer Bestandteile. So sind z. B. Kupfer und Zinn verhältnismäßig weiche Metalle, während eine Legierung aus 75 - 80% Kupfer und 25 - 30% Zinn sehr hart ist und als sog. Glocken-Bronze verwendet wird.

Demonstration: Mit der Versuchsapparatur von Demonstration 1 kann man einen Kupfer-Draht mit einem Konstantan-Draht (55% Kupfer, 44% Nickel, 1% Mangan) hinsichtlich seiner elektrischen Leitfähigkeit vergleichen. Der Konstantan-Draht hat einen konkreten, spezifischen Widerstand der temperaturunabhängig ist. Erhitzt man einen Kupfer-Draht nimmt die elektrische Leitfähigkeit ab, da die Schwingungen der Atom-Rümpfe den Elektronen-Fluss vermindern. Das Lämpchen leuchtet schwächer. Beim Konstantan-Draht ist durch Erhitzen kein Effekt zu erkennen. Das Lämpchen leuchtet trotz Temperatur-Änderung gleich stark.

Außerdem können freie Elektronen Licht aller Wellenlängen absorbieren. Deshalb erscheinen die Metalle undurchsichtig. Der grau-weißliche Glanz der meisten Metalle kommt durch die Reflexion von Licht aller Wellenlängen zu Stande.

2.2 Energiebänder-Modell

Anhand des Elektronengas-Modells lassen sich zwar viele Eigenschaften der Metalle erklären, warum aber manche Kristall-Strukturen metallische Leiter, manche Isolatoren oder Halb-Leiter sind, ist daraus nicht zu entnehmen. Das kann mit einem weiteren Modell der metallischen Bindung, dem Energiebänder-Modell, gezeigt werden.

Diesem liegt eine Abwandlung der Atomorbital-Theorie zugrunde. Angenommen ein Metall-Kristall bildet sich aus vielen Atomen eines Metall-Dampfes. Bei der Annäherung der Metall-Atome aneinander treten zwischen ihnen Wechselwirkungskräfte auf. Da aber jedes Atom einen bestimmten Energie-Gehalt besitzt, kommt es durch die Wechselwirkungskräfte zu einer Aufspaltung der Energie-Zustände. Man sagt, die Energie-Zustände sind entartet.

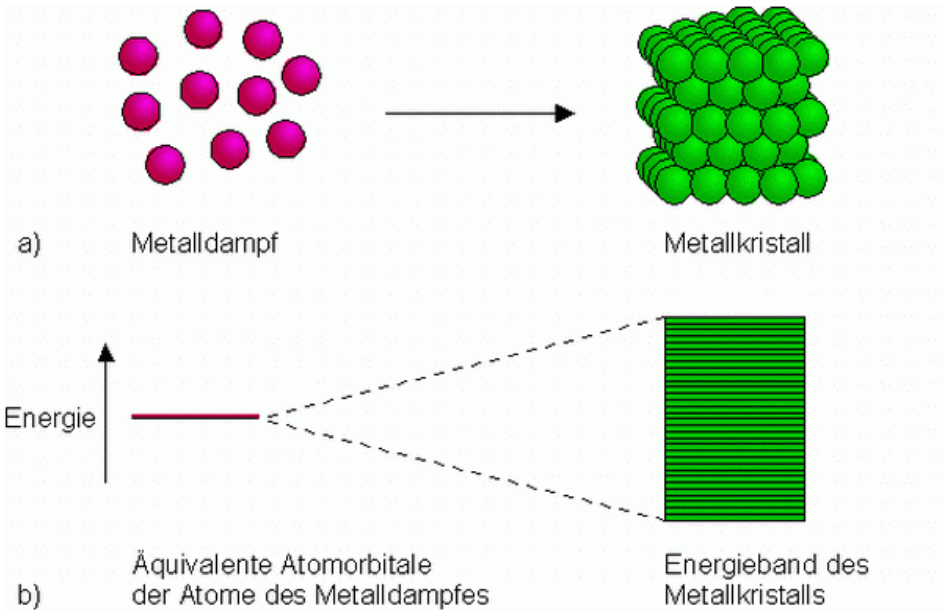


Abb. 7: Aufspaltung der Atom-Orbitale zu einem Energie-Band

Besteht ein Metall-Kristall z. B. aus 10^{20} Lithium-Atomen, so hat das Metall auch 10^{20} unterschiedliche Energie-Zustände. Je stärker die Wechselwirkungskräfte sind, desto breiter spaltet sich das Energie-Band auf. Ein Energie-Band entspricht im weitesten Sinne einem Atomorbital-Schema, da jedes Band, d. h. jeder Energie-Zustand, als Atom-Orbital gesehen werden kann. Alle Metall-Atome haben mehrere Orbitale. Die Atome treten jeweils untereinander in Wechselwirkung und jedes Orbital bildet ein Energie-Band. Bei starker Aufspaltung besteht die Möglichkeit, dass sich die Energie-Bänder überlappen. In diesem Fall sind die Elektronen über die Bänder delokalisiert, d. h. sie sind über die Bänder frei beweglich. Wenn sich die Energie-Bänder nicht überlappen, liegt eine sog. „verbotene Zone" dazwischen, die von den Elektronen i. d. R. nicht überwunden werden kann.

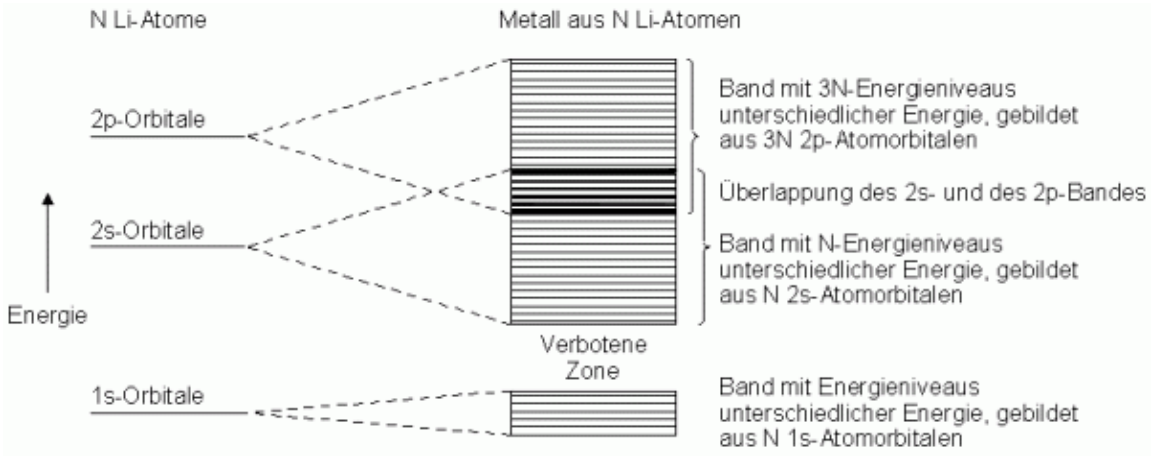
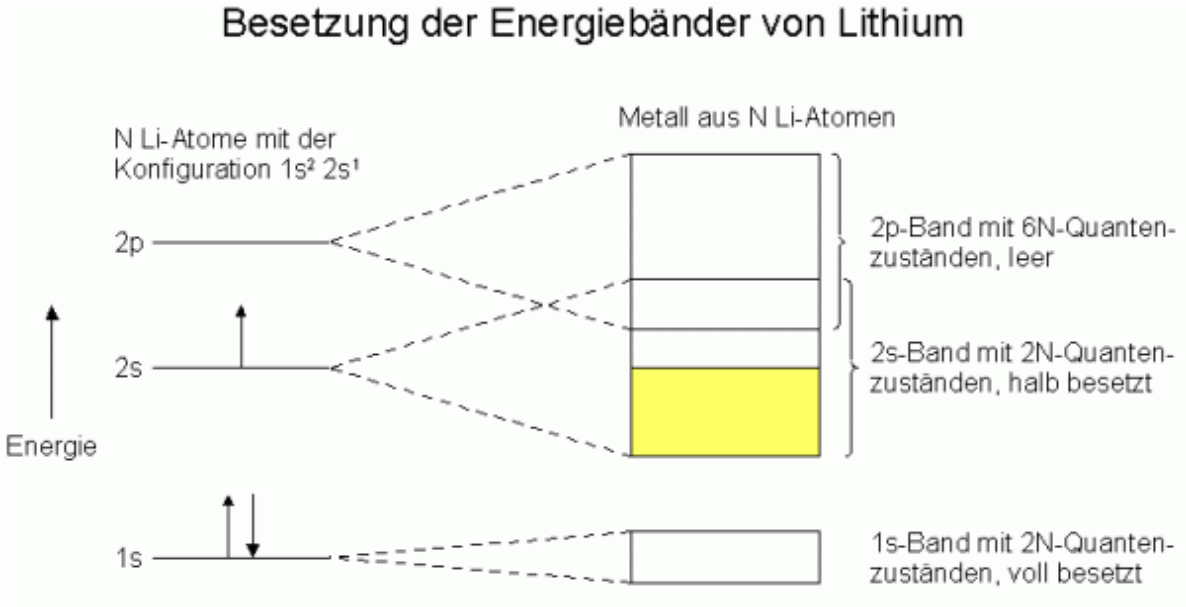


Abb. 8: Schematische Darstellung des Zustandekommens der Energie-Bänder von Lithium aus Atom-Orbitalen

Verdeutlicht wird die Besetzung der Energie-Bänder am Beispiel von Lithium und Beryllium.



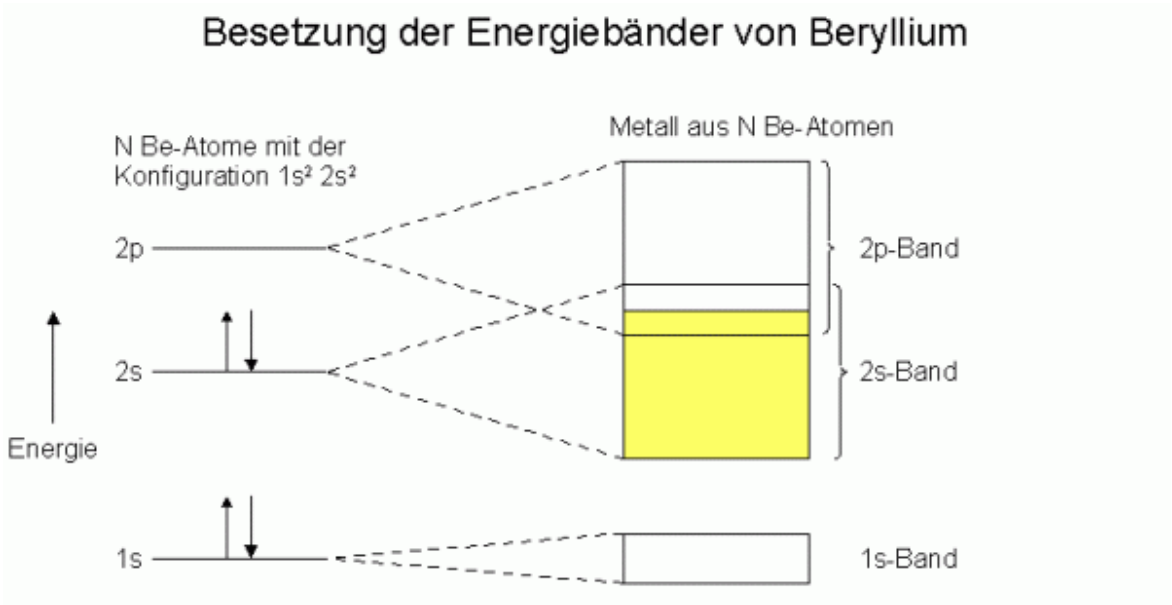


Abb. 9: Besetzung der Energie-Bänder von Lithium und Beryllium.
Für die Besetzung der Energie-Niveaus der Bänder gilt das Pauli-Verbot.
Jedes Energie-Niveau kann nur mit zwei Elektronen entgegen gesetzten Spins besetzt werden.

Wie anhand Abb. 8 (Schematische Darstellung des Zustandekommens der Energie-Bänder von Lithium aus Atom-Orbitalen) zu erkennen ist, gibt das Energiebänder-Modell darüber Aufschluss, welche Festkörper Leiter, Halb-Leiter, oder Isolatoren sind. D. h. überlappen die Bänder handelt es sich um einen Leiter (a und b), ist der Abstand der „verbotenen Zone" gering, hat man einen Halb-Leiter (d) und herrscht ein großer Abstand zwischen den Bändern vor, liegt ein Isolator vor (d).

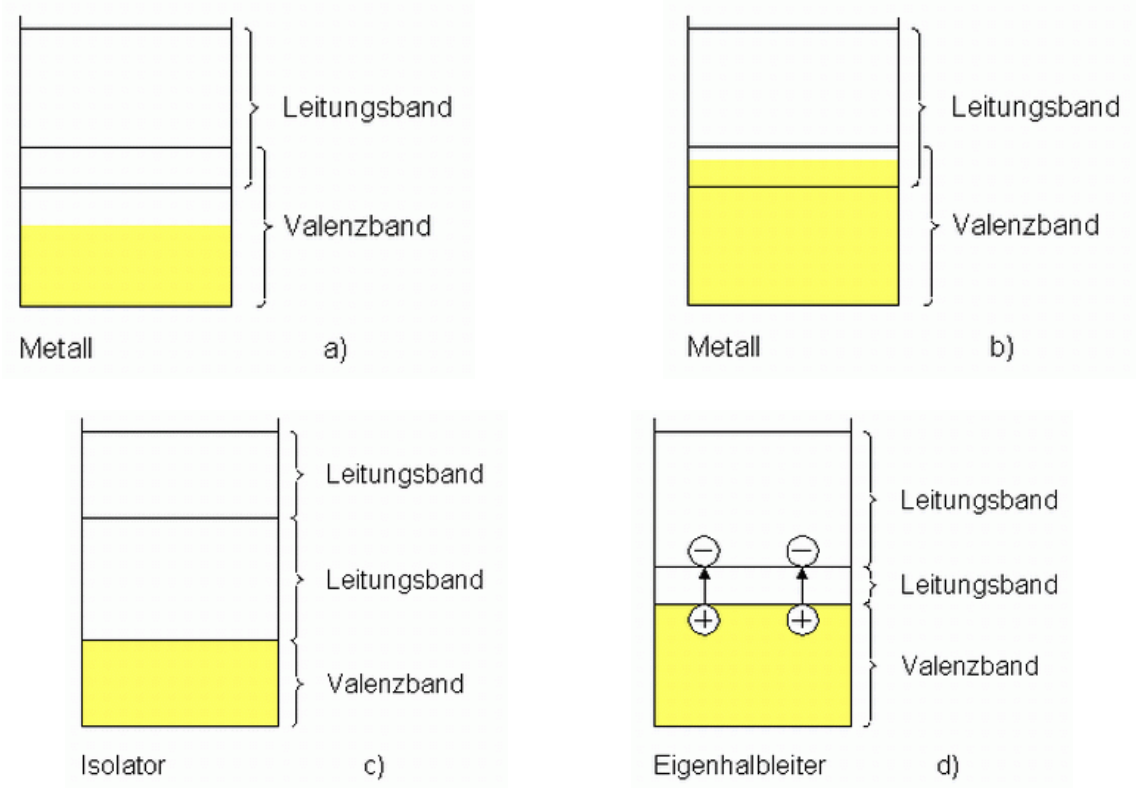


Abb. 10: Leiter, Isolator, Halb-Leiter

Zusammenfassung: Sowohl das Elektronengas-Modell als auch das Energiebänder-Modell sind so aufgebaut, dass sich delokalisierte Elektronen zwischen den positiv geladenen Atom-Rümpfen bewegen, die wiederum fest auf ihren Plätzen im Metall-Gitter sitzen. Die an einem Punkt fixierten Atom-Rümpfe eines Elements sind in einem Metall-Gitter in einer bestimmten Abfolge angeordnet, die die Struktur des Metalls ausmacht.

Exkurs: Dotierungen

Um die Leitfähigkeit eines Halb-Leiters zu erhöhen, gibt es die Möglichkeit einer gezielten Verunreinigung des reinen Kristalls mit Fremd-Atomen. Dieser Vorgang wird auch als Dotierung bezeichnet.

Beispiel Silicium

In der Reinform ist das Silicium-Gitter ein Isolator (mit je vier Valenz-Elektronen pro Silicium-Atom).

Nun können durch den Einbau von Phosphor-Atomen fünf Valenz-Elektronen je Atom geschaffen werden. Somit erhält man ein überschüssiges Valenz-Elektron, dass vergleichbar mit einem Elektron des Elektronen-Gases in einem Metall ist. Sind genügend Fremd- bzw. Phosphor-Atome vorhanden, stellt man eine elektrische Leitfähigkeit fest. Dieser Methode wird als n-Dotierung bezeichnet (n für negative Ladung).

In einem anderen Verfahren wird durch den Einbau von Bor-Atomen (mit nur drei Valenz-Elektronen) ein Elektronen-Defizit geschaffen und im Gitter entsteht ein sog. Elektronen-Loch. Diese Löcher können nun wandern, indem die umgebenden Bindungselektronen die Leerstellen füllen und wiederum ein Loch hinterlassen. Dabei handelt es sich um eine

p-Dotierung (p für positive Ladung; da das Elektronen-Loch Ziel einer Elektronen-Wanderung ist, gibt man dem Loch ein positives Vorzeichen).

3 Kristall-Strukturen

Die Strukturen der Metalle sind relativ einfach zu beschreiben, weil sich alle Atome eines Elements durch Kugeln gleicher Größe darstellen lassen. Man unterscheidet Metalle mit dichtester Kugel-Packung und Strukturen ohne dichteste Kugel-Packung.

3.1 Kristall-Strukturen mit dichtester Kugel-Packung

Dichtest gepackte Strukturen identischer Kugeln beschreibt man durch übereinandergelegte dichtest gepackte Schichten. Eine vollständig dichtest gepackte Schicht besteht aus Kugeln, von denen jede sechs nächste Nachbarn in einer Ebene aufweist. Die zweite Schicht entsteht indem die Mulden der ersten Schicht mit Kugeln besetzt werden. Die dritte Schicht kann nun auf zweierlei Weise angeordnet werden was bei Metallen zur Ausbildung zweier Polytypen führt.

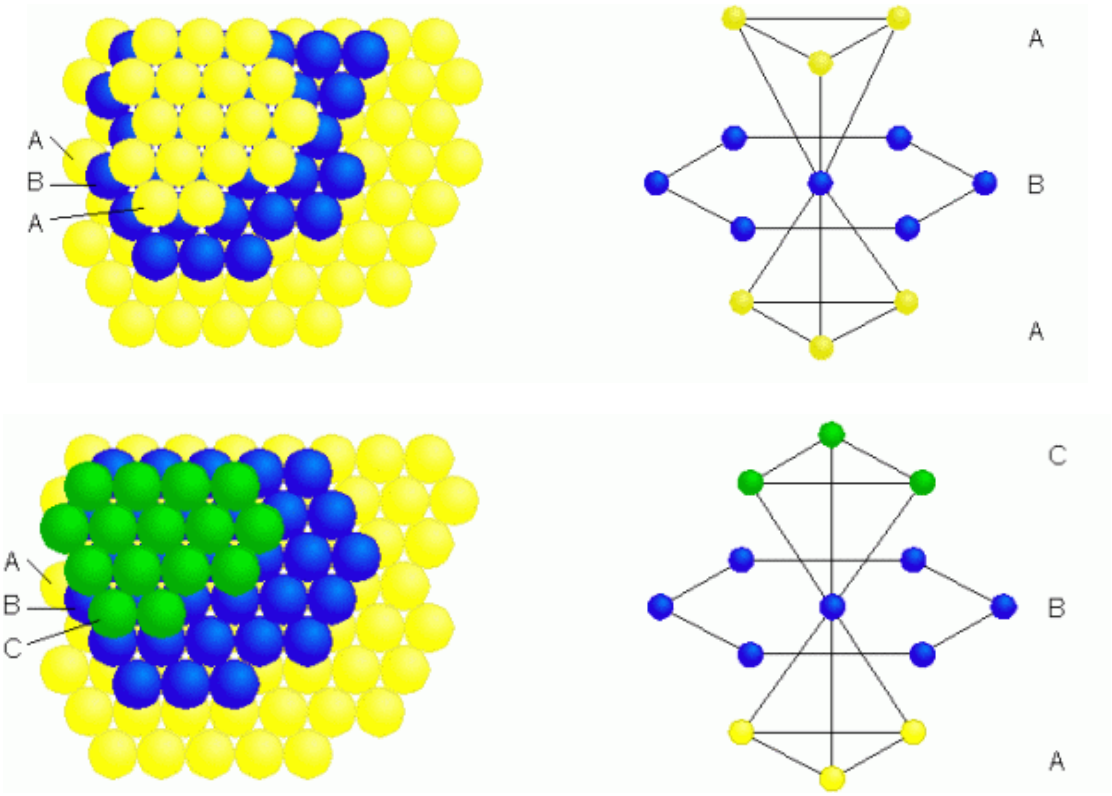


Abb. 11: Struktur-Typen dichtester Kugel-Packung

Die eine wird als hexagonal-dichteste Packung (hcp: hexagonal close-packed) bezeichnet. Hier ist die Schichtfolge AB AB... , d. h. die dritte Schicht liegt genau über der ersten.

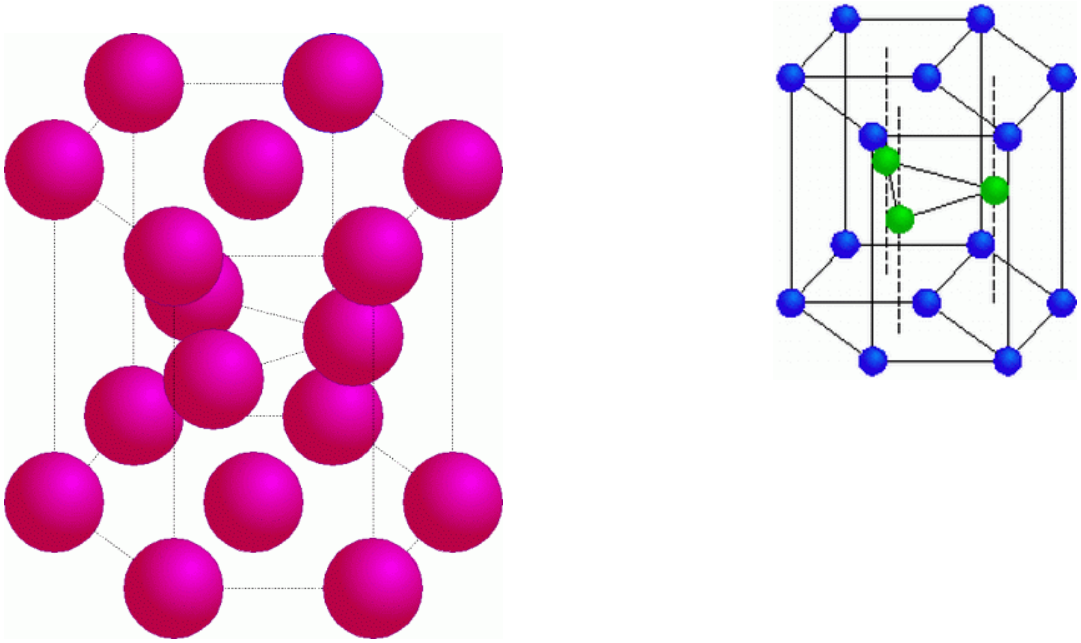


Abb. 12: Hexagonal dichtest gepackte Elementar-Zelle (hcp; hexagonal close-packed)

Bei der anderen Kristall-Struktur sind die Kugeln der dritten Schicht über den Mulden der ersten Schicht lokalisiert, so dass die zweite Schicht die eine Hälfte und die dritte Schicht die verbleibenden Mulden der ersten Schicht bedeckt (vgl. Abb. 9). Dieser Polytyp ist kubisch dichtest gepackt (ccp: cubic-close-packed), oder besser kubisch flächenzentriert (fcc: face-centered-cubic). In diesem Fall ist die Schichtfolge ABC ABC..., d. h. die vierte Schicht liegt genau über der ersten.

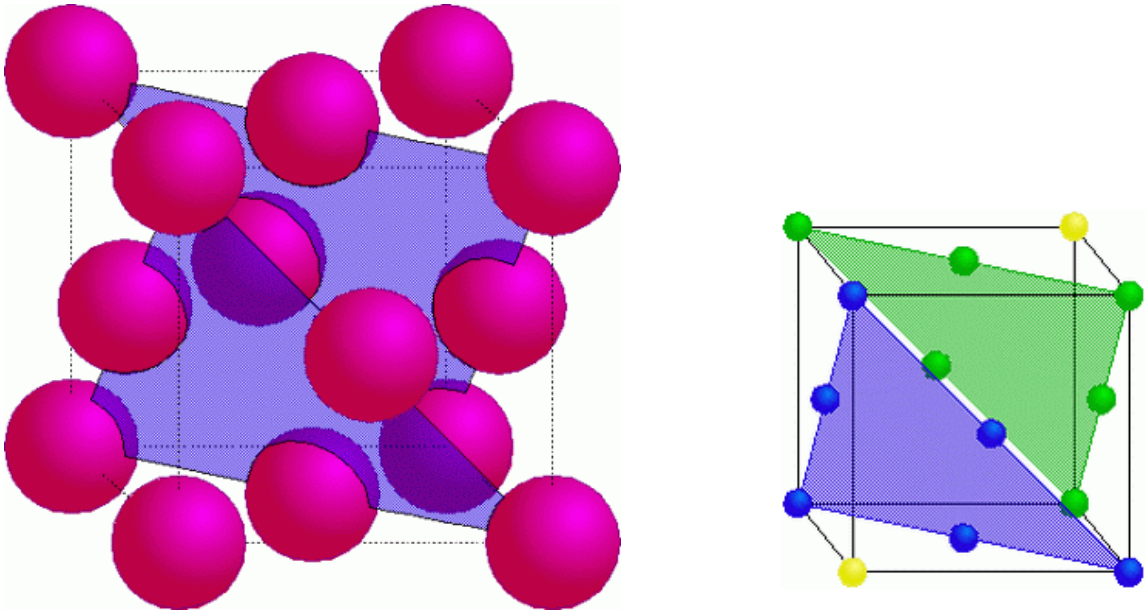
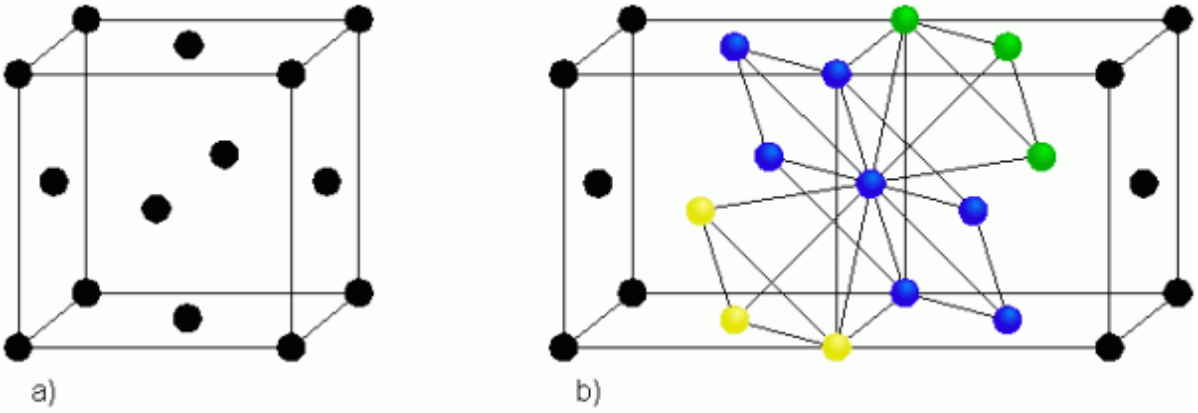


Abb. 13: Kubisch flächenzentrierte Elementar-Zelle (fcc; face-centered-cubic)

In Abb. 13 (Kubisch flächenzentrierte Kugel-Packung) wird nochmals deutlich gemacht, wie die Schichten der kubisch flächenzentrierten Packung in der Elementar-Zelle ausgerichtet sind.



Kubisch-dichteste Packung
a) Flächenzentrierte kubische Elementarzelle.
b) Die Schichten dichtester Packung liegen senkrecht zu den Raumdiagonalen der Elementarzelle. Jedes Atom hat 12 Nachbarn im gleichen Abstand.

Abb. 14: Kubisch flächenzentrierte Kugel-Packung

Beide Typen dichtester Kugel-Packung (hcp und fcc) haben die Koordinationszahl 12.

3.2 Kristall-Strukturen ohne dichteste Kugel-Packung

Wie bereits angesprochen haben nicht alle Metalle solche dichtest gepackten Strukturen. Doch es gibt Packungen mit nahezu gleich effektiver Raum-Erfüllung. Eine solche häufige Struktur ist die kubisch innenzentrierte Struktur (bcc: body-centered-cubic), in der ein Zentral-Atom würfelförmig von gleichartigen Atomen umgeben ist. Bei dieser Form beträgt die Koordinationszahl 8.

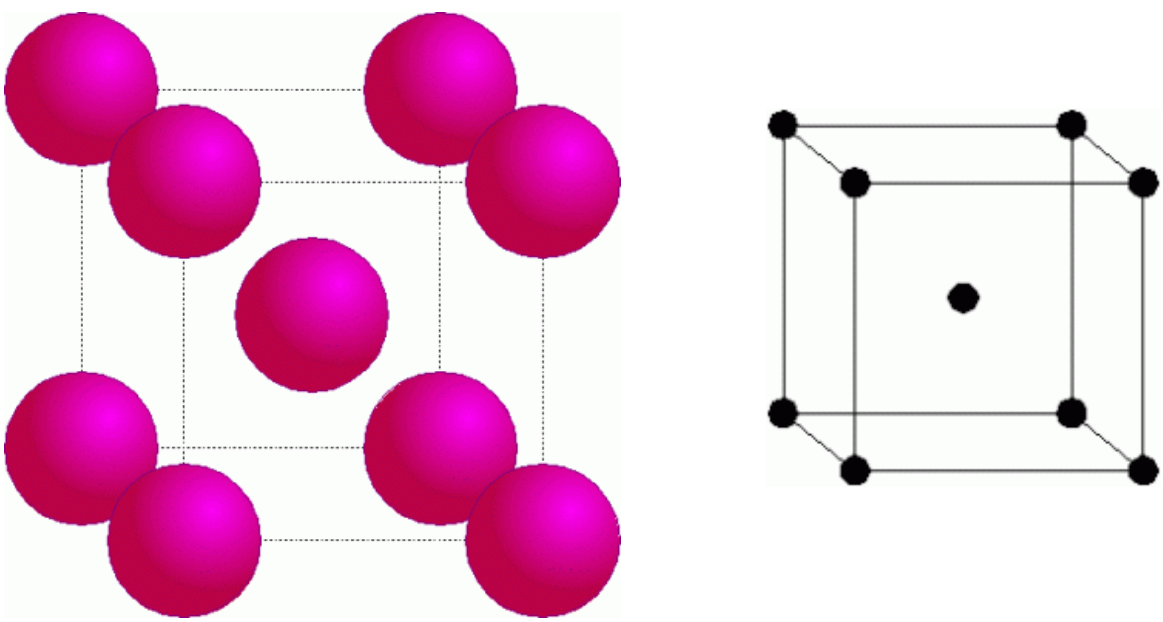


Abb. 15: Kubisch innenzentrierte Elementar-Zelle (bcc; body-centered cubic)

Die kubisch innenzentrierte Struktur ist etwas weniger dicht gepackt als die beiden Formen mit dichtester Kugel-Packung und hat eine Raum-Ausfüllung von 68% im Gegensatz zu den dichtest gepackten Metallen mit einer Raum-Ausfüllung von 74%.

80% der metallischen Elemente kristallisieren in einer der drei bereits genannten Strukturen. Das ist auch an der Verteilung der Gitter-Strukturen im Periodensystem deutlich zu erkennen.

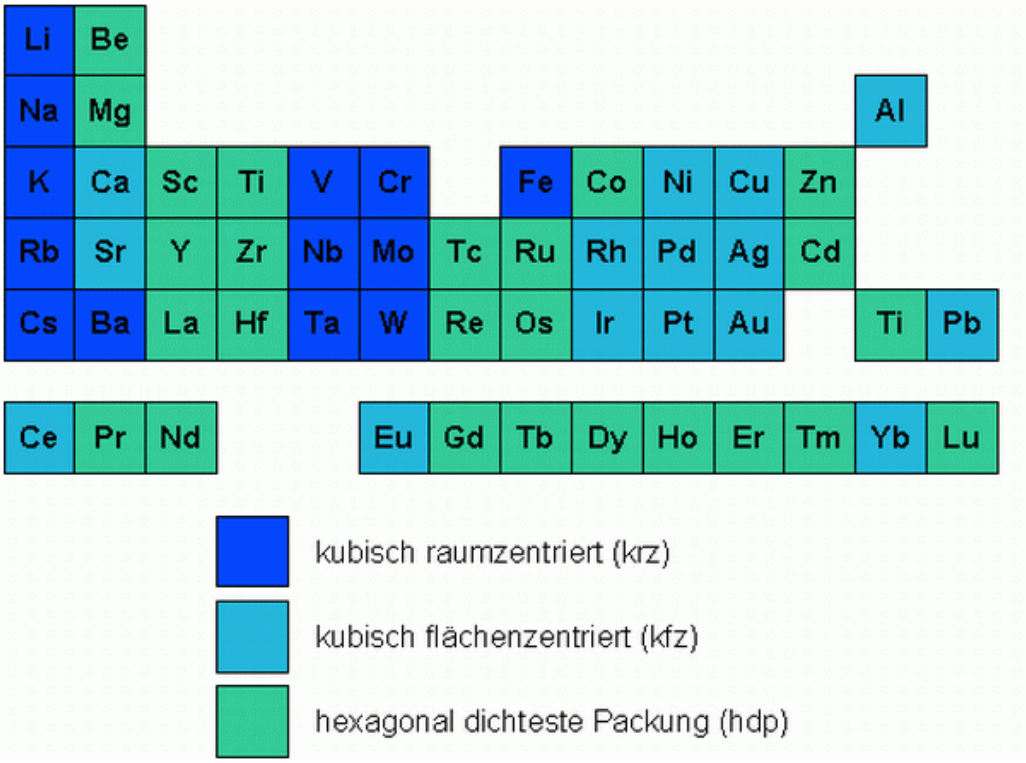


Abb. 16: Kristall-Strukturen im Periodensystem

Es gibt aber auch noch andere Struktur-Typen wie z. B. die kubisch primitive Struktur (kubisch-P), in der die Atome die Gitter-Punkte an den Ecken eines Würfels besetzen. Die Koordinationszahl beträgt hier 6. Das einzige Beispiel hierfür ist das Polonium. Quecksilber kristallisiert ähnlich, wobei in diesem Fall die Würfel entlang der Raum-Diagonalen gestreckt sind.

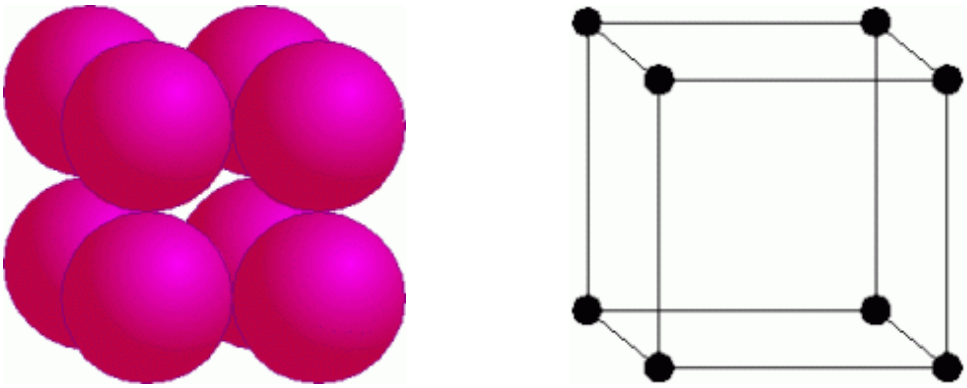


Abb. 17: Kubisch primitive Elementar-Zelle (kubisch-P)

3.3 Polymorphie

Einige Metalle können auch in mehreren Struktur-Formen vorkommen. Dieses Phänomen bezeichnet man als Polymorphie. Eisen z. B. kommt in drei Modifikationen vor α-Eisen kristallisiert kubisch innenzentriert (bcc) und ist bis 906°C stabil, γ-Eisen besitzt eine kubisch flächenzentrierte Struktur (fcc) und ist bis 1.401°C stabil, danach wird bis zum Schmelzpunkt von 1.535°C das δ-Eisen wieder mit einer kubisch innenzentrierten (bcc) Struktur beobachtet.

$$\alpha\text{-Fe(krz)} \overset{906^\circ C}{\longleftrightarrow} \gamma\text{-Fe(kdp)} \overset{1.401^\circ C}{\longleftrightarrow} \delta\text{-Fe(krz)} \overset{1.563^\circ C}{\longleftrightarrow} \text{Schmelze}$$

Abb. 18: Polymorphie von Eisen

Durch diese unterschiedlichen Modifikationen wird deutlich, warum es von sehr großem Vorteil ist Metalle wie z. B. Eisen zur mechanischen Bearbeitung auf eine bestimmte Temperatur zu erhitzen. Denn die Duktilität von Metallen (Ziehen, Walzen, Hämmern)

beruht darauf, dass in ausgezeichneten Ebenen eine Gleitung möglich ist. Gleit-Ebenen sind vor allem Ebenen dichtester Packung, da innerhalb der Ebenen der Zusammenhalt stark ist.

In der kubisch flächenzentrierten Struktur (fcc) existieren senkrecht zu den vier Raum-Diagonalen der kubischen Elementar-Zelle vier Scharen dicht gepackter Ebenen. Bei der hexagonal dichtesten Packung (hcp) existiert nur eine solche Ebenen-Schar. Deshalb sind Metalle mit kubisch dichtester Packung (fcc) relativ weiche, gut zu bearbeitende, also duktile Metalle, während Metalle mit hexagonal dichtester Packung (hcp) und besonders kubisch innenzentrierte Metalle (bcc) eher spröde sind.

4 Zusammensetzung wichtiger Legierungen

Bei speziellen Legierungen können die Werte z. T. abweichen

Alpaka (Neusilber)	77 - 30% Kupfer 11 - 26% Nickel 12 - 44% Zink
Britannia-Metall	70 - 94% Zinn 5 - 24% Antimon 0,2 - 5% Kupfer
Dural	96,8 - 91,9% Aluminium 2,5 - 5% Kupfer 0,2 - 1,5% Mangan 0,2 - 1,6% Magnesium
Elektron	98,6 - 97,7% Magnesium 1,4 - 2,3% Mangan
Glocken-Bronze	80 - 75% Kupfer 20 - 25% Zinn
Grau-Guss (Gusse-Eisen)	97,3 - 91,2% Eisen 2 - 4% Kohlenstoff 0,3 - 1,2% Mangan 0,1 - 0,6% Phosphor 0,3 - 3% Silicium
Hartblei	91% Blei 9% Antimon
Invar	66 - 64% Eisen 34 - 36% Nickel
Konstantan	55% Kupfer 45% Nickel
Lager-Metall	20 - 90% Blei 10 - 80% Zinn Beimischungen von Cadmium u. a.

Lettern-Metall	96 - 55% Blei 2,5 - 29% Antimon 1,5 - 16% Zinn
Lötzinn	97% Zinn 3% Antimon
Manganin	86% Kupfer 12% Mangan 2% Nickel
Messing	60 - 70% Kupfer 40 - 30% Zink Beimischung von Blei (<3%)
Stahl (V2a)	88 - 68% Eisen 12 - 18% Chrom 0 - 14% Nickel
Widia	95 - 35,6% Wolfram 0 - 11% Eisen 0 - 25% Cobalt 5 - 8% Kohlenstoff 0 - 6% Nickel 0 - 14% Titan 0 - 0,4% Vanadium
Woodmetall	50% Bismut 25% Blei 12,5% Cadmium 12,5% Zinn

***Abschluss 1.1**: Um auf die Titanic zurückzukommen: Bei der Erbauung der Titanic hat man aus Kosten-Gründen auf ein billiges Metall zurückgegriffen. Dieses hatte aber eher die Eigenschaften von Guss-Eisen (Kohlenstoff-Gehalt von 2 - 4%). Das billige Metall war relativ spröde und brüchig, was durch das Eis-Wasser des Atlantiks noch zusätzlich verstärkt wurde. Bei der Verwendung eines besseren, duktileren Stahls hätte die Kollision mit dem Eisberg geringere Folgen haben können. Womöglich wäre die Titanic nicht gesunken, oder zumindest langsamer, so dass eventuell Hilfe noch rechtzeitig hätte eintreffen können.*

***Abschluss 1.2**: Für den Flugzeug- und Auto-Bau waren Metalle wegen ihrer Eigenschaften eine lange Zeit unersetzbar. Nun werden diese aber vor allem durch Hochleistungs-Keramiken und -Kunststoffen ersetzt, denn auf Dauer sind Metalle von unfallträchtigen Brüchen und Korrosionsanfälligkeiten betroffen.*

Abschluss 2: *Die Eigenschaften der Metalle, die der Grund dafür sind, warum wir Waffen wie beispielsweise Schwerter daraus machen, können alle auf die Bindungsart der Metalle, also das Elektronengas-Modell zurückgeführt werden. Heute werden keine Schwerter mehr als Waffen verwendet und es wurden auch weitere Legierungen entdeckt, die noch viel härter sind als Bronze oder Stahl. Zum Beispiel Wolframcarbid. Wolframcarbid wird bei Schuss-Waffen verwendet, um die Wand vom Kugel-Lauf zu verstärken, da diese ja extrem hohen Drücken Stand halten muss. Nicht nur Legierungen wurden entdeckt, sondern auch weiter Metalle wie zum Beispiel das Titan. Titan wird beispielsweise in der Raumfahrt-Technik verwendet für Gegenstände, die stark beansprucht werden aber trotzdem leicht sein müssen. Wie man sehen kann sind Metalle sehr vielfältig einsetzbar, aus dem einfachen Grund, weil sie so viele tolle Eigenschaften besitzen.*

Quellen:

1. E. Riedel: Anorganische Chemie, Walter de Gruyter Verlag, Berlin, New York, 1990.
2. A. F. Holleman, E. Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, Walter de Gruyter Verlag, Berlin, New York, 1995.
3. H. P. Latscha, H. A. Klein: Anorganische Chemie, Springer Verlag, Berlin u. a. , 1996.
4. U. Müller: Anorganische Strukturchemie, B. G. Teubner Verlag, Stuttgart, 1992.
5. R. Gardiner, D. van der Vat: Die Titanic-Verschwörung, C. Bertelsmann Verlag, München, 1996.
6. https://de.wikipedia.org/wiki/Little_Boy; [09.08.2019]
7. https://de.wikipedia.org/wiki/Tutanchamun; Urheber: MykReeve, Lizenz: GNU Free Documentation License); [05.08.19]
8. http://ruby.chemie.uni-freiburg.de/Vorlesung/intermetallische_0.html; [17.07.2019]
9. P. Atkins: Physikalische Chemie, Wiley-VCH, Weinheim, 2001
10. http://www.chemieunterricht.de/dc2/auto/metalle.htm; [17.07.2019]