Halbleitertechnologie von A bis Z

Grundlagen

Der Atombau 3
Das Atommodell 3
Größenordnungen 3
Das Periodensystem der Elemente 4
Die Elemente 4
Das Periodensystem der Elemente 5
Chemische Bindungen 6
Bindungsbestreben 6
Die Atombindung 6
Die Ionenbindung 7
Die Metallbindung 8
Edelgase und das Elektronenoktett 9
Schwache Bindungen 10
Leiter – Nichtleiter – Halbleiter 11
Leiter 11
Nichtleiter 11
Halbleiter 12
Das Bändermodell 12
Dotieren: n- und p-Halbleiter 16
Dotieren 16
n-Dotierung 16
p-Dotierung 17
Bänderschema bei dotierten Halbleitern 18
Der p-n-Übergang 19
p-n-Übergang im Gleichgewicht 19
p-n-Übergang mit angelegter elektrischer Spannung 20
Transistoren und Speicher 20
MOSFET 21
Bipolartransistor 21
FinFET 22
DRAM-Zelle 22

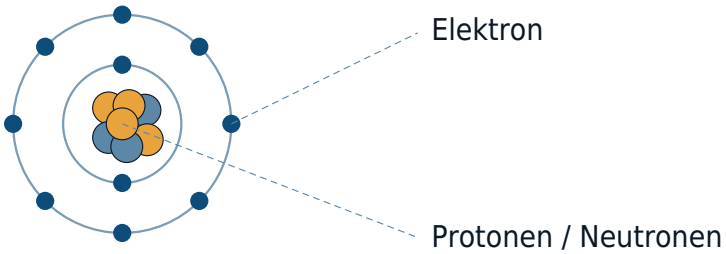
Der Atombau

Das Atommodell

Ein Atom [gr. átomos: unteilbar] ist der kleinste chemisch nicht weiter teilbare Grundbaustein der Materie. Es gibt verschiedene Atome, welche sich aus einer bestimmten Anzahl an Elektronen, Protonen und Neutronen zusammensetzen. Positiv geladene Protonen und ungeladene Neutronen bilden den Atomkern, den negativ geladene Elektronen in bestimmten Abständen umkreisen. Ein in der Natur vorkommendes Atom ist elektrisch neutral, d. h. es befinden sich genauso viele Protonen wie Elektronen im Atom. Die Anzahl der Neutronen kann dabei variieren.

Nach dem Bohrschen Atommodell befinden sich die Elektronen auf so genannten Schalen, welche unterschiedliche Energieniveaus repräsentieren und konzentrisch um den Atomkern angeordnet sind. Es gibt maximal sieben Schalen, die unterschiedlich viele Elektronen aufnehmen können, die Elektronen auf der äußersten Schale werden auch als Valenzelektronen bezeichnet.

Stark vereinfachte Darstellung eines Neonatoms



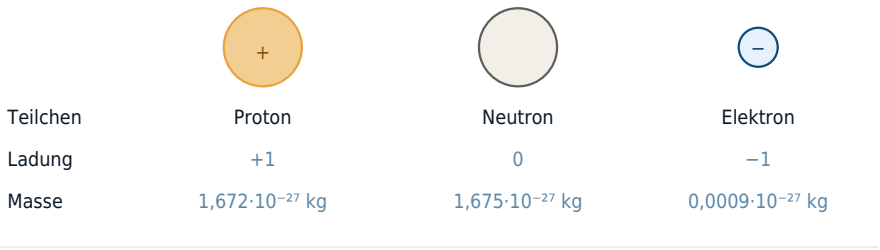
Durch den Austausch von Elektronen mit anderen Atomen, können Atome einen stabileren Zustand erreichen, weshalb es zur Bildung von unterschiedlichen Bindungen von Atomen kommt.

Größenordnungen

- Masse: Die Masse eines Atoms wird hauptsächlich vom Atomkern bestimmt, da die Massen von Protonen und Neutronen mit $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ kg rund 1800 Mal größer sind, als die der Elektronen in der Atomhülle ($9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg).
- Abmessungen: Der Durchmesser der Atomhülle beträgt 0,1–0,5 nm (0,0000000001 m oder 1 Ångström), der Durchmesser des Atomkerns ist

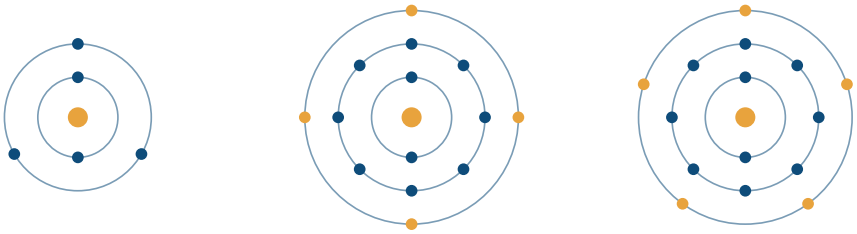
noch einmal um den Faktor 100.000 geringer. Zur Veranschaulichung soll ein Stecknadelkopf in der Mitte eines Fußballfeldes als Atomkern betrachtet werden. Dann entspricht die Entfernung zu den Eckfahnen dem Abstand, mit dem die Elektronen den Kern umkreisen.
- Dichte: Im Kern eines Atoms sind Protonen und Neutronen extrem dicht gepackt. Würde man die Erde auf die gleiche Dichte komprimieren, so würde ihr Radius von ursprünglich 6.371.000 m auf nur noch rund 200 m reduziert.

Atombausteine



Teilchen	Proton	Neutron	Elektron
Ladung	+1	0	−1
Masse	$1{,}672 \cdot 10^{-27}$ kg	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$ kg	$0{,}0009 \cdot 10^{-27}$ kg

Atome, die eine große Bedeutung in der Halbleiterindustrie haben



Bor	Silizium	Phosphor
5p·6n·5e	14p·14n·14e	15p·15n·15e
3 Außenelektronen	4 Außenelektronen	5 Außenelektronen

Das Periodensystem der Elemente

Die Elemente

Ein Element besteht aus mehreren gleichen Atomen (das bedeutet, mit derselben Anzahl an Protonen = Kernladungszahl) und ist ein Stoff, der mit chemischen Mitteln nicht weiter zerlegt werden kann. Die Masse von Elementen

wird nur durch die Anzahl von Protonen und Neutronen bestimmt, da die Elektronenmasse vernachlässigbar gering ist. Wasserstoff mit einem Proton und keinem Neutron hat die Massenzahl 1, das nächst schwerere Element, Helium, besitzt die Massenzahl 4 (2 Protonen + 2 Neutronen). Die Massenzahl gibt die Anzahl der Teilchen im Atomkern an. Multipliziert mit der atomaren Masseneinheit u = $1{,}660 \cdot 10^{-27}$ kg erhält man in etwa die Masse eines Atoms, für Helium $6{,}64 \cdot 10^{-27}$ kg.

Die chemischen Elemente werden meist mit den Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen oder griechischen Namen benannt (Wasserstoff [H] von lat. hydrogenium, Lithium [Li] von gr. lithos).

Das Periodensystem der Elemente

Das Periodensystem der Elemente (kurz PSE) stellt alle chemischen Elemente mit steigender Protonenanzahl (Kernladung, Ordnungszahl) und entsprechend ihrer chemischen Eigenschaften eingeteilt in Perioden sowie Haupt- und Nebengruppen dar.

Die Periode gibt dabei die Anzahl der Elektronenschalen an, die Hauptgruppe die Anzahl der Elektronen auf der äußersten Schale (1 bis 8 Elektronen). Gruppe 1 und 2 sowie 13-18 bilden die Hauptgruppen, die Gruppen 3-12 die Nebengruppen.

Das erste Element mit einer Schale (Periode 1) und einem Außenelektron (Gruppe 1) ist Wasserstoff H. Das nächste Element, Helium He, besitzt wie Wasserstoff nur eine Elektronenschale und befindet sich somit ebenfalls in Periode 1. Da die erste Schale mit zwei Elektronen bereits vollständig gefüllt ist, steht Helium Nicht in Gruppe 2, sondern in Gruppe 18 (Gruppe der Edelgase).

Um weitere Elektronen aufnehmen zu können, muss eine neue Schale begonnen werden. Somit findet man Lithium in Gruppe 1, Periode 2 (zwei Elektronen auf der ersten Schale, ein Valenzelektron auf der zweiten Schale). Eine Schale kann maximal $2n^2$ Elektronen aufnehmen, wobei n für die Periode steht.

Nachdem in Gruppe 1 und 2 die ersten beiden Valenzelektronen auf der äußersten Schale besetzt wurden, werden ab der vierten Periode zunächst weiter innenliegende Schalen mit Elektronen vervollständigt, bevor die jeweils äußerste Schale der Gruppen 13 bis 18 vollständig mit Elektronen aufgefüllt wird.

Das Periodensystem der Elemente

Bedeutende Elemente in der Halbleitertechnologie

Element	Teilchen	Hinweis

B: Bor	5p, 6n, 5e	3 Außenelektronen: Zur p-Dotierung von Silicium
N: Stickstoff	7p, 7n, 7e	Stabiles N_2-Molekül: Schutz- und Spühlgas, Schutzschichten auf dem Wafer
O: Sauerstoff	8p, 8n, 8e	Sehr reaktionsfreudig: Oxidation von Silicium, Isolationsschichten (SiO_2) u.a.
F: Fluor	9p, 10n, 9e	Reaktionsfreudigstes Element: Wird in Verbindung mit anderen Stoffen zum Ätzen verwendet (z.B. HF, CF_4)
Si: Silicium	14p, 14n, 14e	Grundmaterial in der Halbleitertechnik
P: Phosphor	15p, 16n, 15e	5 Außenelektronen: Zur n-Dotierung von Silicium

Elemente, die sich links im Periodensystem befinden, sind Metalle. Diese haben das Bestreben, Valenzelektronen abzugeben um so eine stabile Elektronenkonfiguration (die Edelgaskonfiguration) zu erreichen. Rechts im Periodensystem stehen die Nichtmetalle, die zum Erreichen der Edelgaskonfiguration zusätzliche Elektronen aufnehmen. Dazwischen befinden sich die Halbmetalle wie Silicium und Germanium.

Chemische Bindungen

Bindungsbestreben

Elektronen, die sich auf der äußersten Schale befinden, können sich vom Atom lösen (z.B. durch Zuführen von Energie in Form von Wärme) und mit anderen Atomen ausgetauscht werden. Verbindungen von mehreren Elementen nennt man Moleküle. Der Grund für das Bindungsbestreben ist das Erreichen der oben beschriebenen Edelgaskonfiguration.

Dabei unterscheidet man hauptsächlich zwischen drei verschiedenen Arten von Bindungen, die im Folgenden näher erläutert werden.

Die Atombindung

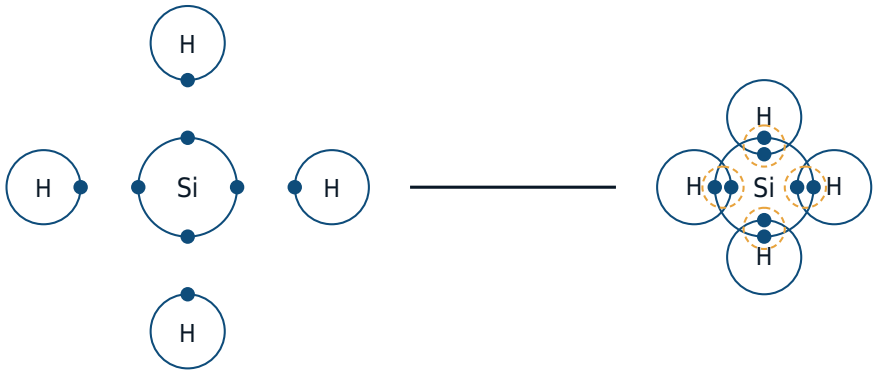
Nichtmetalle gehen diese Verbindung ein um das Elektronenoktett zu vervollständigen. So können zwei Fluoratome (je sieben Außenelektronen) durch gegenseitigen Austausch eines Elektrons ihr Elektronenoktett auffüllen. Der Abstand zwischen den beiden Atomkernen repräsentiert einen Kompromiss zwischen der Anziehung von Atomkern und Bindungselektronen und der Abstoßung der beiden Atomkerne. Der Grund für Atombindungen ist das Bestreben der Natur den energetisch niedrigsten Zustand herzustellen. Da den Elektronen durch den Zusammenschluss mehrerer Atome zu einem Molekül "mehr Raum" zur Verfügung steht, was einer geringeren Energie entspricht,

kommt es überhaupt erst zur Atombindung.

Aus dem Bindungsbestreben zum Erreichen der voll besetzten Außenschale ergibt sich, dass Fluoratome elementar niemals atomar, sondern immer als Fluormolekül auftreten: F_2. Dies gilt auch für Stickstoff (N_2), Sauerstoff (O_2), Chlor (Cl_2), Brom (Br_2) und Jod (I_2). Auf Grund der Elektronenpaare nennt man diese Bindung auch Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung.

In der folgenden Abbildung ist die Atombindung am Beispiel von Silan (SiH_4) dargestellt (beim Siliciumatom ist nur die äußerste Schale abgebildet). Das Siliciumatom erreicht durch die Bindung die volle Achterschale, die Wasserstoffatome die bereits mit zwei Elektronen voll besetzte erste Schale.

Atombindung



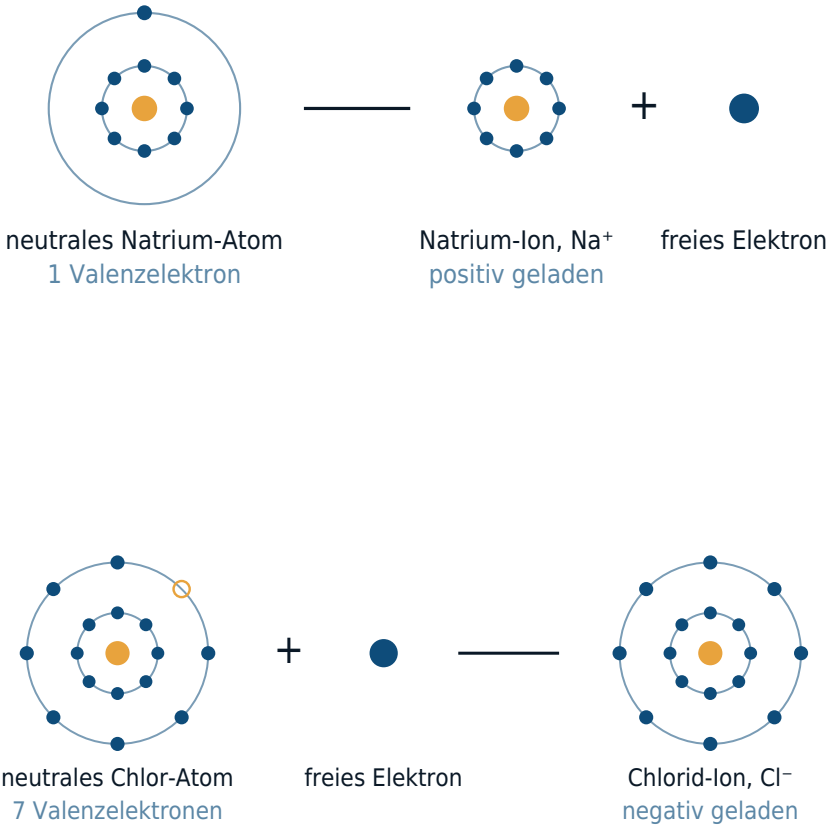
Vier gemeinsame Elektronenpaare vervollständigen die Bindung

Die Ionenbindung

Ionenbindungen entstehen durch den Zusammenschluss von Metallen und Nichtmetallen. Metalle haben das Bestreben, Elektronen abzugeben um eine vollständig gefüllte Außenschale zu erreichen, Nichtmetalle können dagegen zusätzliche Elektronen aufnehmen. Ein Beispiel für eine Ionenbindung ist Natriumchlorid (NaCl, Kochsalz).

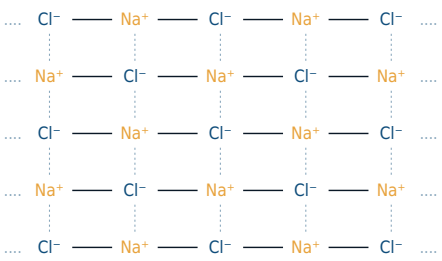
Das Natriumatom gibt sein Valenzelektron ab (damit besitzt es mehr Protonen als Elektronen und ist positiv geladen), Chlor nimmt ein Elektron auf und ist damit einfach negativ geladen. Durch die unterschiedlichen Ladungen ziehen sich die zwei Atome an. Ein geladenes Atom bezeichnet man als Ion, dabei unterscheidet man zwischen Kation (positive Ladung) und Anion (negative Ladung).

Prinzip der Ionenbindung



Da die Atome immer in einer sehr hohen Anzahl auftreten, richten sie sich dabei Dank der Anziehungs- und Abstoßungskräfte zu einem gleichmäßigen Ionengitter aus. Stoffe, die im festen Zustand ein solches Gitter bilden, bezeichnet man als Salze.

Kristallgitter bei der Ionenbindung von Natriumchlorid

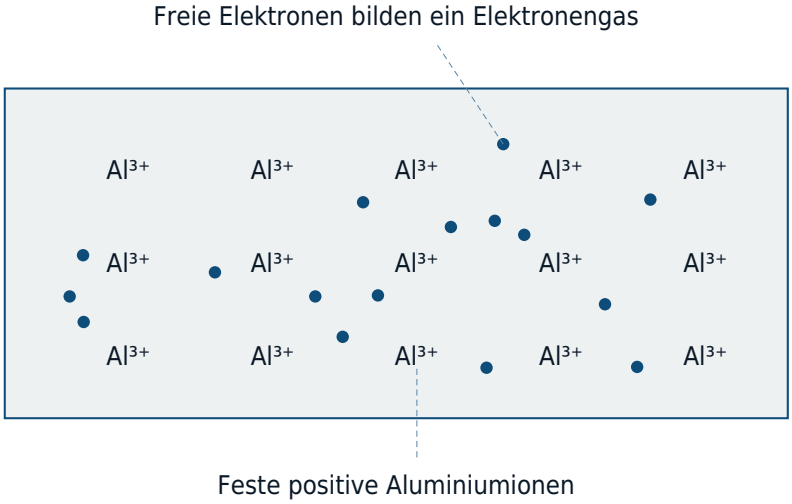


Die Metallbindung

Metalle gehen diese Bindung ein, um die stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dazu gibt jedes Metallatom seine Außenelektronen ab: es entstehen positiv geladene Metallionen (Atomrümpfe) und freie Elektronen zwischen denen starke Anziehungskräfte herrschen. Die Metallionen stoßen sich untereinander ebenso ab wie die Elektronen.

Da die Anziehungs- und Abstoßungskräfte in alle Richtungen des Raumes wirken ordnen sich die Atomrümpfe zu einem regelmäßigen Gitter an. In den Zwischenräumen befinden sich die frei beweglichen Elektronen als so genanntes Elektronengas, dieses hält die positiven Metallionen zusammen. Auf Grund der frei beweglichen Elektronen leiten Metalle den elektrischen Strom sehr gut.

Metallbindung



Die physikalischen und chemischen Eigenschaften der Verbindungen sind von der Bindungsart abhängig. So bedeuten stärkere Anziehungskräfte höhere Schmelz- und Siedepunkte, die Anzahl der freien Elektronen beeinflusst die Leitfähigkeit.

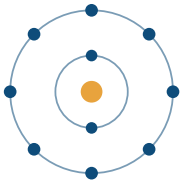
Edelgase und das Elektronenoktett

Edelgase sind die Elemente in der achten Hauptgruppe im Periodensystem: Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon (v.o.n.u.).

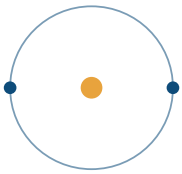
Die Besonderheit dieser Elemente ist, dass sie auf der äußersten Schale acht Elektronen besitzen. Dieses Elektronenoktett repräsentiert einen energetisch sehr stabilen Zustand, den alle Elemente einnehmen wollen. Die folgenden Abschnitte erläutern, wie die Elemente die volle Achterschale erreichen. Auf

Grund des stabilen Zustands der Edelgaskonfiguration gehen diese Elemente so gut wie keine Reaktionen ein (einige wenige Xenon-Fluor-Verbindungen u.a. gibt es).

Edelgase



Neon: 8 Valenzelektronen
auf der zweiten Schale



Helium: 2 Valenzelektronen
auf der ersten Schale

Das Neonatom besitzt 10 Elektronen: zwei auf der ersten und acht Valenzelektronen auf der zweiten/äußersten Schale. Ausnahme: Das Heliumatom, welches nur eine Schale besitzt, erreicht den Edelgaszustand bereits mit zwei Elektronen (Elektronenduett).

Als Inertgase [lat. inert: untätig, träge] finden unter anderem Stickstoff (z.B. als Spülgas bei Ofenprozessen) und Argon (z.B. bei Sputterprozessen) in der Halbleiterherstellung Anwendung.

Schwache Bindungen

Die schwachen Bindungen sind keine eigentlichen Bindungen innerhalb von Molekülen, sondern Wechselwirkungen zwischen Molekülen, die in der Regel auf Ladungsverschiebungen innerhalb eines Moleküls zurückzuführen sind. So entstehen positive und negative Ladungsschwerpunkte, durch welche sich Moleküle gegenseitig anziehen.

Die stärkste der schwachen Bindungen ist die Wasserstoffbrückenbindung, sie ergibt sich im Wassermolekül (H–O–H) aus dem Bindungswinkel zwischen Sauerstoff und den Wasserstoffatomen. Dadurch verteilen sich die elektrischen Ladungen im Molekül asymmetrisch (negativ am Sauerstoff, positiv am Wasserstoff), so dass sich benachbarte Moleküle anziehen. Daneben gibt es noch weitere Bindungen, wie die Van-der-Waals-Bindung, welche noch einmal schwächer sind.

Die Bindungsenergie der chemischen Bindungen liegt bei einigen Hundert bis einigen Tausend Kilojoule/Mol (kJ/mol). Bei Wasserstoffbrückenbindungen bei bis zu 100 kJ/mol und bei den Van-der-Waals-Kräften bei 0,5–5 kJ/mol.

Leiter – Nichtleiter – Halbleiter

Leiter

Leiter sind generell Stoffe, die die Eigenschaft haben verschiedene Energiearten weiterzuleiten. Im Folgenden steht dabei die Leitfähigkeit des elektrischen Stroms im Vordergrund.

Metalle

Die Leitfähigkeit von Metallen beruht auf den freien Elektronen die bei der Metallbindung als Elektronengas vorliegen. Bereits mit wenig Energie werden genug Elektronen von den Atomen gelöst um eine Leitfähigkeit zu erreichen.

Metallbindung: Feste Atomrümpfe und freie Valenzelektronen (Elektronengas)

Die Leitfähigkeit hängt unter anderem von der Temperatur ab. Steigt diese an, schwingen die Atomrümpfe immer stärker, so dass die Elektronen in ihren Bewegungen behindert werden und infolge dessen der Widerstand ansteigt. Der beste Leiter ist Silber, dicht gefolgt von Kupfer; Gold liegt trotz seines Rufs deutlich dahinter. Silber und Gold werden wegen der hohen Kosten relativ selten eingesetzt – Gold vor allem dort, wo es auf Korrosionsbeständigkeit und gute Bondbarkeit ankommt, etwa bei der Kontaktierung der fertigen Chips. Die Alternativen in der Halbleitertechnologie zur Verdrahtung der einzelnen Komponenten eines Chips sind Aluminium und Kupfer.

Salze

Neben Metallen können auch Salze elektrischen Strom leiten. Freie Elektronen gibt es hier jedoch nicht. Die Leitfähigkeit beruht auf den Ionen die sich beim Schmelzen oder Lösen von Salzen aus dem Gitterverbund lösen und frei beweglich sind (siehe Thema Bindungen).

Nichtleiter

Nichtleiter besitzen keine freien Ladungsträger in Form von Elektronen oder Ionen. Nichtleiter nennt man auch Isolatoren.

Atombindung

Die Atombindung beruht auf gemeinsamen Elektronenpaaren von Nichtmetallen. Die Elemente mit Nichtmetallcharakter haben alle das Bestreben Elektronen aufzunehmen, somit sind keine freien Elektronen vorhanden die eine Leitfähigkeit bewirken könnten.

Ionenbindung

Im festen Zustand sind Ionen in einem Gitterverbund angeordnet. Durch elektrische Kräfte werden die Teilchen zusammengehalten. Es sind keine freien Ladungsträger für den Stromfluss vorhanden. So können Stoffe, die sich aus Ionen zusammensetzen, sowohl Leiter (im gelösten Zustand) als auch Nichtleiter sein.

Halbleiter

Halbleiter sind Feststoffe, deren Leitfähigkeit zwischen der von Leitern und Nichtleitern liegt. Durch Elektronenaustausch gleichartiger Atome, um das Elektronenoktett zu vervollständigen, ordnen sich diese als Gitterstruktur an. Im Gegensatz zu Metallen nimmt die Leitfähigkeit mit steigender Temperatur - bis zu einem gewissen Maß - zu.

Durch den Temperaturanstieg brechen Bindungen auf und Elektronen werden freigesetzt. An der Stelle an der sich das Elektron befand verbleibt ein so genanntes Defektelektron (auch Loch).

Ausschnitt aus einem Siliciumkristall

Ihr Browser unterstützt keine eingebetteten SVG-Animationen.

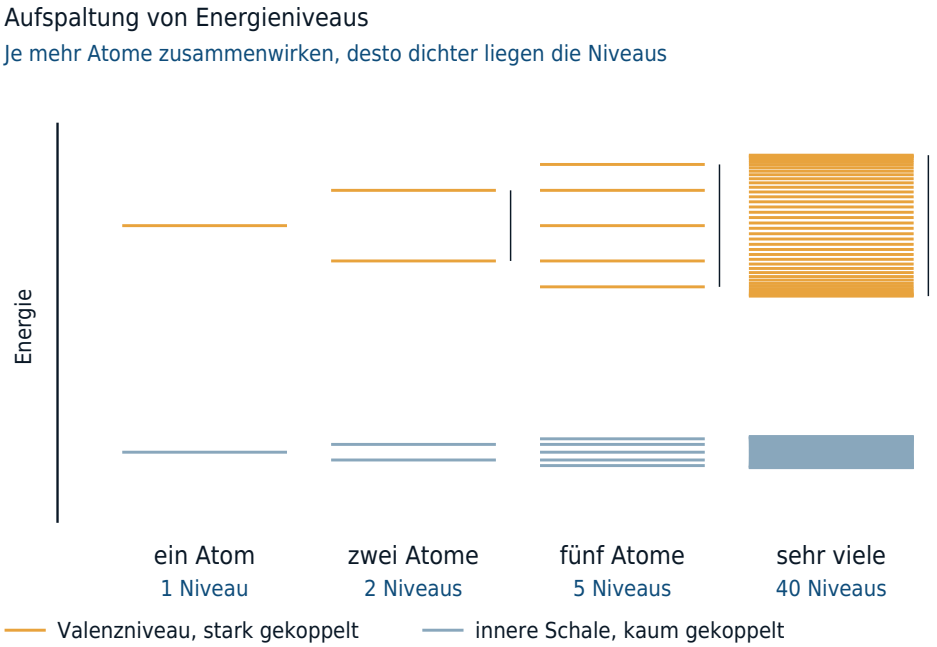
Der Elektronenfluss beruht auf der Eigenleitfähigkeit von Halbleitern. Das so genannte Bändermodell veranschaulicht, warum sich Halbleiter so verhalten.

Das Bändermodell

Das Bändermodell ist ein Energieschema, mit Hilfe dessen man die Leitfähigkeit von Leitern, Isolatoren und Halbleitern beschreiben kann. Das Modell besteht aus zwei Energiebändern (Valenz- und Leitungsband) und der Bandlücke. Die Valenzelektronen - die als Ladungsträger dienen - befinden sich im Valenzband; das Leitungsband ist im Grundzustand nicht mit Elektronen besetzt. Zwischen den beiden Energiebändern befindet sich die Bandlücke, ihre Breite beeinflusst u.a. die Leitfähigkeit.

Die Energiebänder

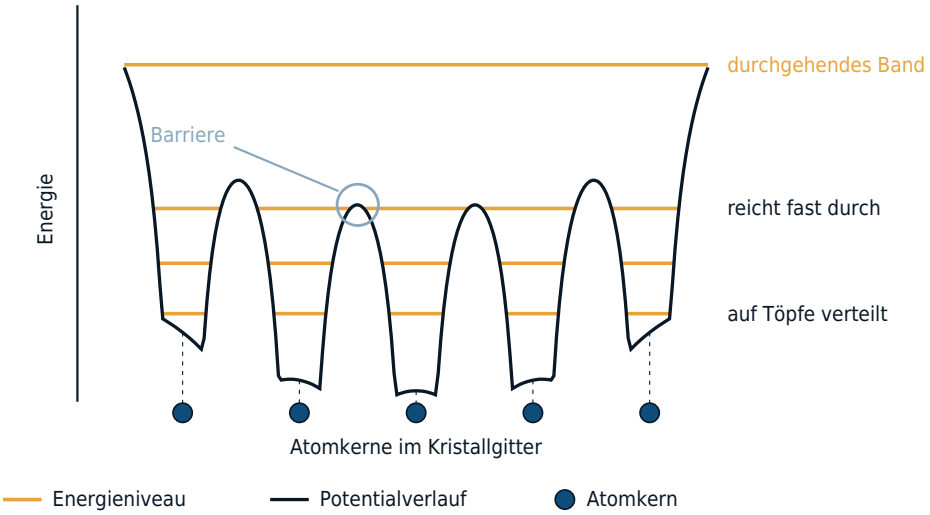
Betrachtet man ein einzelnes Atom, so gibt es nach dem Bohrschen Atommodell scharf voneinander getrennte Energieniveaus, die von Elektronen besetzt werden können. Befinden sich mehrere Atome nebeneinander, so stehen diese miteinander in Wechselwirkung und die diskreten Energieniveaus werden aufgefächert. In einem Siliciumkristall gibt es ca. 5×10^{22} Atome pro Kubikzentimeter, so dass die einzelnen Energieniveaus nicht mehr von einander unterscheidbar sind und breite Energiebereiche bilden.



Die Breite der Energiebänder hängt davon ab, wie stark die Elektronen an das Atom gebunden sind. Die Valenzelektronen im höchsten Energieniveau wechselwirken stark mit denen der Nachbaratome und können relativ leicht vom Atom gelöst werden, bei einer sehr großen Anzahl an Atomen lässt sich ein einzelnes Elektron nicht mehr einem bestimmten Atom zuordnen. In Folge dessen verschmelzen die Energiebänder der einzelnen Atome zu einem kontinuierlichen Band, dem Valenzband.

Energiebänder durch in Wechselwirkung stehende Atome

Die Potentialtöpfe benachbarter Atome überlagern sich



Tief gebundene Elektronen bleiben in ihrem Topf gefangen – ihre Niveaus bleiben getrennt. Die Valenzelektronen liegen dagegen über den Barrieren zwischen den Kernen und gehören keinem Atom mehr allein: ein Band entsteht.

Das Bändermodell bei Leitern

Bei Leitern ist das Valenzband entweder nicht voll mit Elektronen besetzt, oder das gefüllte Valenzband überlappt sich mit dem leeren Leitungsband. In der Regel treffen beide Zustände gleichzeitig zu, die Elektronen können sich also im nur teilweise besetzten Valenzband oder in den zwei sich überlappenden Bändern bewegen. Die Bandlücke, die sich zwischen Valenz- und Leitungsband befindet, existiert bei Leitern nicht.

Das Bändermodell bei Nichtleitern

Bei Isolatoren ist das Valenzband durch die Bindungen der Atome voll mit Elektronen besetzt. Sie können sich darin nicht bewegen, da sie zwischen den Atomen "eingesperrt" sind. Um leiten zu können müssten sich die Elektronen aus dem voll besetzten Valenzband in das Leitungsband bewegen. Das verhindert die Bandlücke, die zwischen Valenz- und Leitungsband liegt.

Nur mit sehr großem Energieaufwand (falls überhaupt möglich) kann diese Lücke überwunden werden (in der Bandlücke darf sich nach den Gesetzen der Quantenphysik kein Elektron aufhalten).

Das Bändermodell bei Halbleitern

Auch bei Halbleitern gibt es diese Bandlücke, diese ist im Vergleich zu

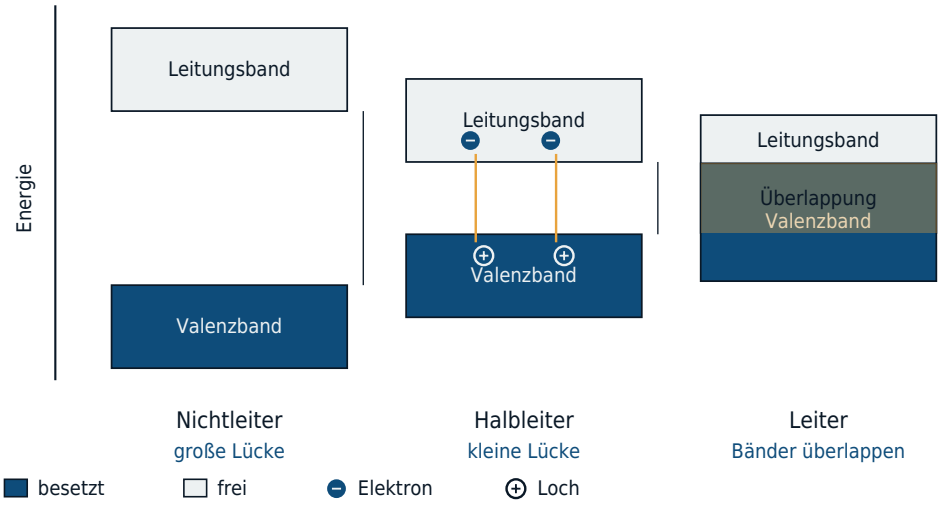
Isolatoren aber so klein, dass bereits bei Raumtemperatur Elektronen aus dem Valenzband in das Leitungsband gelangen. Die Elektronen können sich hier nun frei bewegen und stehen als Ladungsträger zur Verfügung. Jedes Elektron hinterlässt außerdem ein Loch im Valenzband, welches von anderen Elektronen im Valenzband besetzt werden kann. Somit erhält man wandernde Löcher im Valenzband, die als positive Ladungsträger angesehen werden können.

Es treten immer Elektronen-Loch-Paare auf, es gibt also ebenso viele negative wie positive Ladungen, der Halbleiterkristall ist insgesamt neutral. Ein reiner, undotierter Halbleiter wird als intrinsischer Halbleiter bezeichnet, pro Kubikzentimeter gibt es in etwa 10^{10} freie Elektronen und Löcher (bei Raumtemperatur).

Da die Elektronen immer den energetisch günstigsten Zustand annehmen, fallen sie ohne Energiezufuhr wieder in das Valenzband zurück und rekombinieren mit den Löchern. Bei einer bestimmten Temperatur stellt sich ein Gleichgewicht zwischen den ins Leitungsband gehobenen und den zurückfallenden Elektronen ein. Mit zunehmender Temperatur erhöht sich die Anzahl der Elektronen, die die Bandlücke überspringen können. Mit steigender Temperatur nimmt also die Leitfähigkeit von Halbleitern zu.

Das Bändermodell

Die Breite der Bandlücke entscheidet über die Leitfähigkeit



Beim Halbleiter genügt schon die Wärme bei Raumtemperatur, um einzelne Elektronen über die Lücke zu heben. Jedes hinterlässt ein Loch im Valenzband – beide tragen zum Strom bei.

Da die Breite der Bandlücke einer bestimmten Energie und somit einer bestimmten Wellenlänge entspricht, versucht man, die Bandlücke gezielt zu verändern um so bestimmte Farben bei Leuchtdioden zu erhalten. Dies kann u.a. durch Kombination verschiedener Stoffe erreicht werden. Galliumarsenid

(GaAs) hat eine Bandlücke von 1,4 Elektronenvolt (eV, bei Raumtemperatur) und strahlt somit rotes Licht ab.

Die Eigenleitfähigkeit von Silicium ist für die Funktionsweise von Bauelementen uninteressant, da sie sehr stark von der zugeführten Energie abhängt. Sie ändert sich also auch mit der Betriebstemperatur, eine mit Metallen vergleichbare Leitfähigkeit stellt sich zudem erst mit sehr hohen Temperaturen ein (mehrere Hundert Grad Celsius). Um die Leitfähigkeit von Halbleitern gezielt zu beeinflussen, können Fremdatome in das regelmäßige Siliciumgitter eingebaut, und damit die Ladungsträgerkonzentration von Elektronen und Löchern eingestellt werden. Dies nennt man *dotieren*.

Dotieren: n- und p-Halbleiter

Dotieren

Dotieren bedeutet das Einbringen von Fremdatomen in einen Halbleiterkristall zur gezielten Veränderung der Leitfähigkeit. Zwei der wichtigsten Stoffe mit denen Silicium dotiert werden kann sind Bor (3 Valenzelektronen = 3-wertig) und Phosphor (5 Valenzelektronen = 5-wertig). Weitere sind: Aluminium, Indium (3-wertig) und Arsen, Antimon (5-wertig).

Die Dotierelemente werden in die Gitterstruktur des Halbleiterkristalls eingebaut, die Anzahl der Außenelektronen bestimmt die Art der Dotierung. Elemente mit 3 Valenzelektronen werden zur p-Dotierung benutzt, 5-wertige Elemente zur n-Dotierung. Die Leitfähigkeit eines gezielt verunreinigten Siliciumkristalls kann so um den Faktor 10^6 erhöht werden.

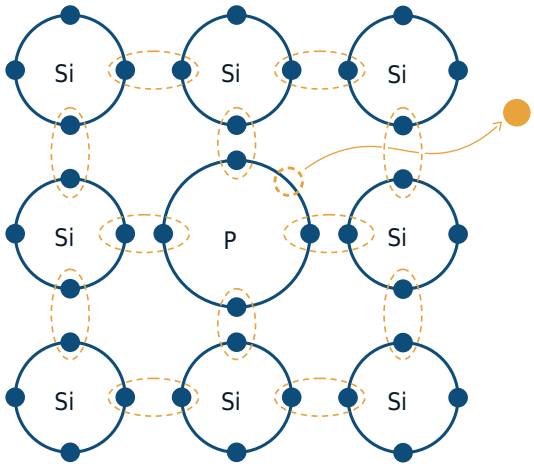
n-Dotierung

Das 5-wertige Dotierelement besitzt ein Außenelektron mehr als die Siliciumatome. Vier Außenelektronen können sich mit je einem Siliciumatom binden, das fünfte ist frei beweglich und dient als Ladungsträger. Dieses ungebundene Elektron benötigt sehr viel weniger Energie um vom Valenzband in das Leitungsband gehoben zu werden, als die Elektronen, die die Eigenleitfähigkeit des Siliciums verursachen. Das Dotierelement, welches ein Elektron abgibt, wird als Elektronendonator (donare, lat. = geben) bezeichnet.

Die Dotierelemente werden durch die Abgabe negativer Ladungsträger positiv geladen und sind fest im Gitter eingebaut, es bewegen sich nur die Elektronen. Dotierte Halbmetalle, deren Leitfähigkeit auf freien (negativen) Elektronen

beruht sind n-leitend bzw. n-dotiert. Während Löcher (und ebenso viele Elektronen) im Kristall jederzeit spontan erzeugt werden können, überwiegt nun die Anzahl freier Elektronen durch die eingebrachten Donatoren, weshalb diese als Majoritätsladungsträger bezeichnet werden. Löcher hingegen als Minoritätsladungsträger.

n-Dotierung mit Phosphor



Vier Bindungselektronen, ein Elektron als freier Ladunsträger

Arsen wird als Alternative zu Phosphor verwendet, da dessen Diffusionskoeffizient geringer ist. Das bedeutet, dass der Dotierstoff bei späteren Prozessschritten weniger stark diffundiert und die Dotierung somit an der Stelle bleibt, wo sie eingebracht wurde.

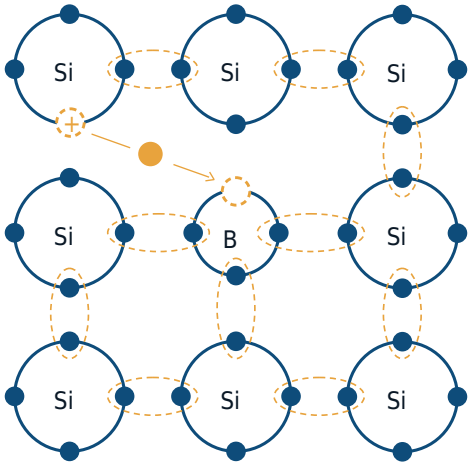
p-Dotierung

Im Gegensatz zum freien Elektron bei der Dotierung mit Phosphor bewirken 3-wertige Dotierelemente genau das Gegenteil. Sie können ein zusätzliches Außenelektron aufnehmen und hinterlassen so ein Loch im Valenzband der Siliciumatome. Dadurch werden die Elektronen im Valenzband beweglich. Die Löcher bewegen sich in entgegengesetzter Richtung zur Elektronenbewegung. Die dazu nötige Energie ist weit geringer als die, die nötig wäre, um ein Valenzelektron über die gesamte Bandlücke zu heben: Bor benötigt rund 45 meV, also etwa 4 % der Bandlücke von 1,12 eV. Tiefere Akzeptoren wie Indium liegen mit rund 0,16 eV deutlich höher und werden deshalb kaum als Standarddotierstoff verwendet.

Durch die Aufnahme eines Elektrons wird das Dotierelement einfach negativ

geladen; solche Dotieratome nennt man Elektronenakzeptor (acceptare, lat. = aufnehmen). Auch hier ist das Dotierelement fest im Kristallgitter eingebaut, es bewegt sich nur die positive Ladung. P-leitend oder p-dotiert nennt man diese Halbleiter weil die Leitfähigkeit auf positiven Löchern beruht. Analog zu n-dotierten Halbleitern, sind hier die Löcher die Majoritätsladungsträger, freie Elektronen die Minoritätsladungsträger.

p-Dotierung mit Bor



Vier Bindungselektronen, ein Elektron als freier Ladunsträger

Nach außen sind dotierte Halbleiter elektrisch neutral. Die Bezeichnungen n- bzw. p-Dotierung beziehen sich nur auf die Majoritätsladungsträger.

N- und p-dotierte Halbleiter verhalten sich in Bezug auf den Stromfluss annähernd gleich. Mit steigender Anzahl an Dotierelementen nimmt auch die Zahl von Ladungsträgern im Halbleiterkristall zu. Dabei genügt schon eine sehr geringe Menge an Dotierelementen. Schwach dotierte Siliciumkristalle enthalten nur 1 Fremdatom pro 1.000.000.000 Siliciumatomen, bei den höchsten Dotierungen ist das Verhältnis von Fremdatomen zu Siliciumatomen z.B. 1 zu 1000.

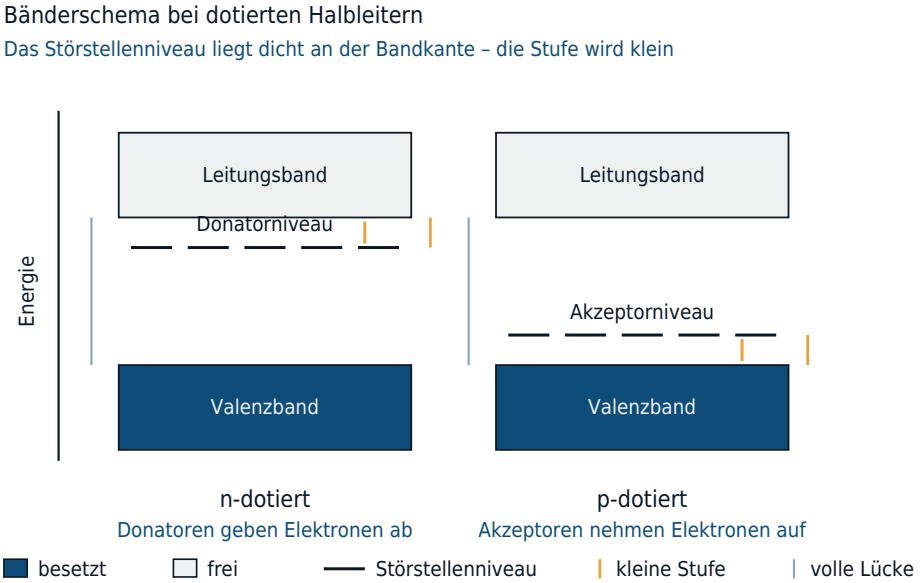
Bänderschema bei dotierten Halbleitern

Bei n-dotierten Halbleitern steht durch das Einbringen eines Dotierelements mit fünf Außenelektronen ein Elektron im Kristall zur Verfügung das nicht gebunden ist, und so mit vergleichsweise geringer Energie in das Leitungsband gehoben werden kann. Somit findet man in n-dotierten Halbleitern ein Donatorniveau nahe der Leitungsbandkante; der zu überwindende Energieabstand ist damit

sehr klein – nicht die Bandlücke selbst, die bleibt unverändert.

Durch das Einbringen eines 3-wertigen Dotierelements steht bei p-dotierten Halbleitern eine Leerstelle zur Verfügung, die schon mit geringer Energie von einem Elektron aus dem Valenzband besetzt werden kann. Bei p-dotierten Halbleitern befindet sich somit ein Akzeptorniveau nahe der Valenzbandkante.

Bänderschema bei dotierten Halbleitern



Der p-n-Übergang

p-n-Übergang im Gleichgewicht

Der p-n-Übergang ist der Übergangsbereich aneinander liegender n- und p-dotierter Halbleiterkristalle. In diesem Bereich gibt es keine freien Ladungsträger, da die freien Elektronen des n-Leiters und die freien Löcher des p-dotierten Kristalls in der Nähe der Kontaktfläche der zwei Kristalle miteinander rekombinieren, d.h. die Elektronen besetzen die freien Löcher. Diese Ladungsträgerbewegung (Diffusion) ergibt sich in Folge eines Konzentrationsgefälles: da es im p-Kristall nur wenige Elektronen und im n-Kristall nur wenige Löcher gibt, wandern die Majoritätsladungsträger (Elektronen im n-Gebiet, Löcher im p-Gebiet) in den jeweils andersartig

dotierten Halbleiterkristall. Das Kristallgitter an der Grenzfläche darf nicht unterbrochen werden, ein einfaches "Aneinanderpressen" eines p- und eines n-dotierten Siliciumkristalls ermöglicht keinen funktionstüchtigen p-n-Übergang.

Die Gebiete in Nähe der Grenzschicht sind auf Grund der abgewanderten freien Ladungsträger positiv (n-Kristall) bzw. negativ (p-Kristall) geladen. Je mehr Ladungsträger rekombinieren, desto größer wird diese Verarmungs- oder Raumladungszone (RLZ) und damit die Spannungsdifferenz von n- zu p-Kristall. Bei einer bestimmten Höhe dieses Potentialgefälles kommt die Rekombination der Löcher und Elektronen zum Erliegen, die Ladungsträger können das elektrische Feld nicht mehr überwinden. Bei Silicium liegt diese Grenze bei etwa 0,7 V (vgl. Bändermodell eines p-n-Übergangs).

p-n-Übergang ohne angelegte Spannung

Ein p-n-Übergang entspricht einem elektrischen Bauteil, welches durch Anlegen von Spannung den Strom in der einen Richtung leitet (Durchlassrichtung) und in der anderen sperrt (Sperrrichtung): eine Diode.

p-n-Übergang mit angelegter elektrischer Spannung

Wird am n-Kristall eine positive und am p-Kristall eine negative Spannung angelegt, so zeigen das elektrische Feld im Inneren und das durch die Spannungsquelle erzeugte in die gleiche Richtung. Das Feld am p-n-Übergang wird damit verstärkt. Die jeweils entgegengesetzt geladenen freien Ladungsträger werden von den Polen der Spannungsquelle angezogen, dadurch wird die Sperrschicht vergrößert und es ist kein Stromfluss möglich.

Polt man die angelegte Spannung an den Halbleiterkristallen um, überlagert das durch die Spannungsquelle erzeugte elektrische Feld das innere in entgegengesetzter Richtung und schwächt es ab. Wird das innere Feld vollständig vom äußeren abgebaut, fließen ständig neue Ladungsträger von der Stromquelle zur Sperrschicht und können hier fortlaufend rekombinieren: es fließt Strom.

p-n-Übergang mit angelegter Spannung

Die Diode lässt sich auf Grund dieses Verhaltens als Gleichrichter verwenden: zur Umwandlung von Wechselstrom in Gleichstrom. Bereiche, in denen p- und n-dotierte Halbleiterkristalle in Kontakt stehen, kommen in vielen elektrischen Bauelementen der Halbleitertechnologie vor.

Transistoren und Speicher

MOSFET

Ein Transistor ist ein elektronisches Halbleiterbauelement, das zum Schalten oder Verstärken von Strom dient. Beim Feldeffekttransistor (FET) steuert eine Gateelektrode den Stromfluss zwischen den Anschlüssen Source und Drain, ohne selbst im Stromkreis zu liegen. Die gebräuchlichste Bauform ist der MOSFET: Liegt am Gate keine Spannung an, trennt das p-dotierte Substrat Source und Drain wie ein gesperrter p-n-Übergang; der Transistor sperrt. Erst eine positive Gatespannung zieht Elektronen an die Oberfläche und bildet dort einen leitenden n-Kanal – derselbe Mechanismus wie beim Dotieren, hier jedoch elektrisch steuerbar. Wie der MOSFET tatsächlich gefertigt wird, zeigt das Kapitel Aufbau eines n-Kanal-FET.

Die Bezeichnung MOSFET (engl. metal oxide semiconductor field-effect transistor) stammt aus einer Zeit, in der das Gate tatsächlich aus Aluminium bestand. Seit Jahrzehnten wird stattdessen hochdotiertes Polysilicium verwendet, weshalb IGFET (engl. insulated gate FET) genau genommen der treffendere Name wäre; mit der High-k-Metal-Gate-Technologie ist MOSFET wieder korrekt, sofern als Isolator weiterhin ein Oxid dient. Der Kanal bildet sich dabei nicht allmählich, sondern erst oberhalb der Schwellspannung – der wichtigsten Kenngröße des Transistors, die sich über die Substratdotierung und die Wahl des Gatematerials gezielt einstellen lässt.

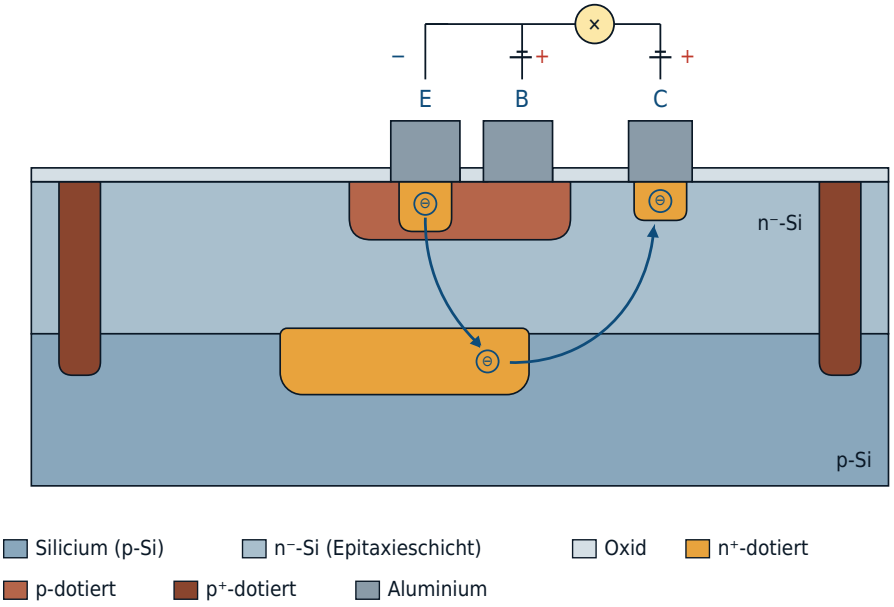
Bipolartransistor

Der zweite grundlegende Transistortyp ist der Bipolartransistor. Er besteht aus zwei gegeneinander geschalteten p-n-Übergängen mit der Schichtfolge n-p-n oder p-n-p; seine Anschlüsse heißen Emitter, Basis und Kollektor. Anders als beim MOSFET tragen hier beide Ladungsträgertypen – Elektronen und Löcher – zum Stromfluss bei, daher „bipolar". Eine kleine Spannung an der dünnen Basisschicht öffnet den Übergang zum Emitter und lässt einen vielfach größeren Strom von Emitter zu Kollektor fließen. Bipolartransistoren sind schneller als MOSFETs, benötigen aber mehr Fläche. Details liefert das Kapitel Aufbau eines npn-Transistors.

Durchgeschalteter npn-Transistor

Fertiger Bipolartransistor

Elektronenfluss vom Emitter ueber die Basis zum Kollektor



Am Emitter-Basis-Uebergang in Durchlassrichtung injizierte Elektronen durchqueren die duenne Basis und werden vom Kollektorfeld abgesaugt. Seitliche p⁺-Diffusionen isolieren den Transistor von Nachbarbauteilen.

FinFET

Mit sinkender Strukturgröße reicht ein flach aufliegendes (planares) Gate irgendwann nicht mehr aus, um den Kanal zuverlässig zu sperren. Beim FinFET wird der Kanal deshalb als dünne, hochstehende Silicium-„Finne" ausgeführt, die das Gate von drei Seiten umschließt – Source, Drain und die grundlegende Schaltfunktion bleiben identisch zum MOSFET. Durch den mehrseitigen Zugriff lassen sich Leckströme reduzieren und die Schwellspannung schärfer definieren. Wie ein FinFET im Detail aufgebaut und gefertigt wird, beschreibt das Kapitel Aufbau eines FinFET.

DRAM-Zelle

Transistoren dienen nicht nur zum Schalten, sondern auch zum Speichern von Daten. Die DRAM-Zelle kombiniert dazu einen einzelnen Transistor mit einem Kondensator (1T1C-Zelle): Der Kondensator speichert ein Bit als elektrische Ladung, der Transistor verbindet ihn bei Bedarf über die Wordline mit der Bitline zum Lesen oder Schreiben. Da die Ladung über Leckströme langsam abfließt, muss sie alle paar Millisekunden aufgefrischt werden – daher „dynamisch". Wie Kondensator und Zugriffstransistor gefertigt werden, zeigt

das Kapitel DRAM-Fertigung: der Trench-Kondensator-Prozess.